Nelson Santos

70 Problemas Cabulosos de Química

Em nível IME - ITA

EDITORA CIÊNCIA MODERNA

Tabela de Solubilidade em Água

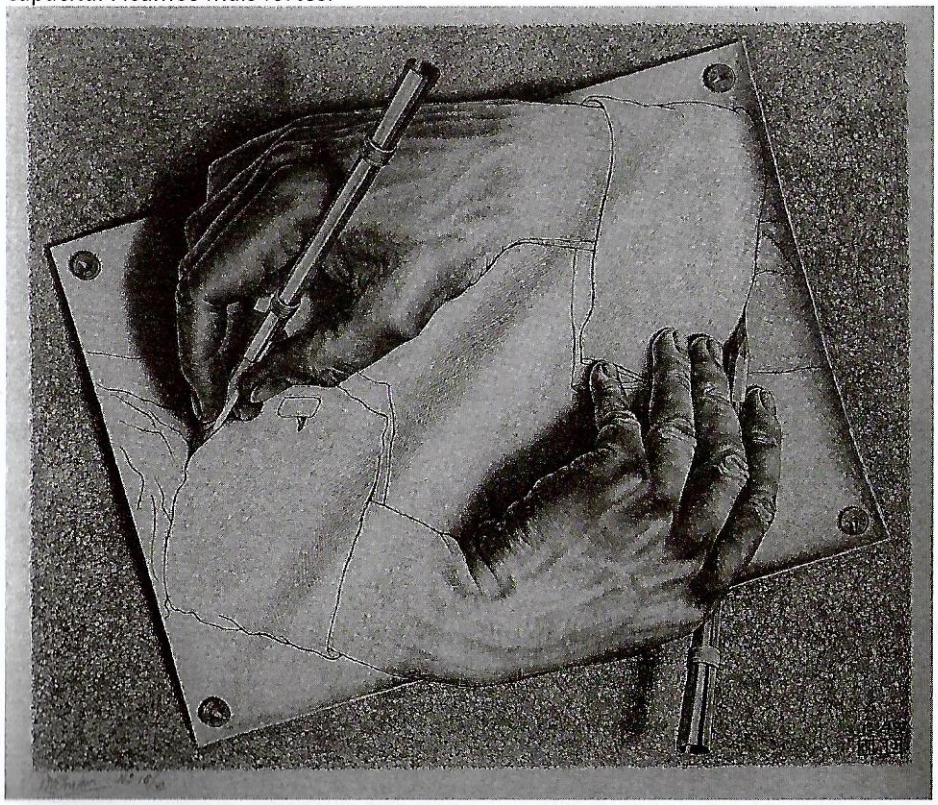
	brometo Br^-	carbonato CO_3^{2-}	cloreto $C\ell^-$	dicromato $Cr_2O_7^{2-}$	hidróxido OH^-	nitrato NO_3^-	fostato PO_4^{3-}	sulfato SO_4^{2-}	sulfeto S^{2-}
alumínio $A\ell^{3+}$	S	x	S	I	I	S	I	S	x
amônio NH_4^+	S	S	S	S	S	S	S	S	x
cádmio Cd^{2+}	S	I	S	x	I	S	I	S	I
cálcio Ca^{2+}	S	I	S	I	I	S	I	LS	I
chumbo (II) Pb^{2+}	I	I	I	x	I	S	I	I	I
cobre (II) Cu^{2+}	S	x	S	I	I	S	I	S	I
ferro (II) Fe^{2+}	S	I	S	I	I	S	I	S	I
ferro (III) Fe^{3+}	S	x	S	I	I	S	I	LS	I
magnésio Mg^{2+}	S	I	S	I	I	S	I	S	I
potássio K^+	S	S	S	S	S	S	S	S	S
prata Ag^+	I	I	I	I	x	S	I	LS	I
sódio Na^+	S	S	S	S	S	S	S	S	S
zinco Zn^{2+}	S	I	S	I	I	S	I	S	I

Legenda	
S	*solúvel*
I	*insolúvel*
LS	*levemente solúvel*
x	*algum problema*

Conteúdo

Estudar Melhor ... 1
Tabelas Cabulosas ... 7
1 • Enunciados ... 9
Respostas ... 21
2 • Soluções ... 23
Apêndice SI ... 83
Bibliografia ... 93

A figura abaixo é emblemática. É uma das geniais criações de M. C. Escher, denominada *Drawing Hands*. De uma maneira sutil, da mesma forma que as mãos se desenham (qual a realidade, qual a imagem?), o esforço para a resolução de um problema nos capacita. Ficamos mais fortes.



Ou seja, da mesma forma como construímos a solução de um problema, a solução de um problema nos constrói. Você pode ver aí a mão de Deus?

Deus não escolhe os capacitados. Capacita os escolhidos. ***Albert Einstein***

2. SÉRIE DE POTENCIAIS NORMAIS DE ELETRODO

Eletrodo		E^0, V	Eletrodo		E^0, V
forma oxidada	forma reduzida		forma oxidada	forma reduzida	
Li^+	Li	–3,05	Cd^{2+}	Cd	–0,40
K^+	K	–2,93	Co^{2+}	Co	–0,28
Ba^{2+}	Ba	–2,91	Ni^{2+}	Ni	–0,25
Ca^{2+}	Ca	–2,87	Sn^{2+}	Sn	–0,14
Na^+	Na	–2,71	Pb^{2+}	Pb	–0,13
Mg^{2+}	Mg	–2,36	$2\ H^+$	H_2	0
$A\ell^{3+}$	Aℓ	–1,66	Cu^{2+}	Cu	0,34
Mn^{2+}	Mn	–1,18	Hg_2^{2+}	2 Hg	0,79
Zn^{2+}	Zn	–0,76	Ag^+	Ag	0,80
Cr^{3+}	Cr	–0,74	Pt^{2+}	Pt	1,20
Fe^{2+}	Fe	–0,44	Au^{3+}	Au	1,50

CAPÍTULO 1

70 ENUNCIADOS CABULOSOS

Dicionário Priberam da Língua Portuguesa

cabuloso |ô|
adj.
[Brasil] Manhoso.
Plural: cabulosos |ó|.

iDicionário Aulete

cabuloso (ca.bu.lo.so)
a.
Que se revela complicado, confuso, obscuro

Achar que o mundo não tem um criador é o mesmo que afirmar que um dicionário é o resultado de uma explosão numa tipografia.

Benjamin Franklin

01. Certos elementos X e Y formam compostos $X_2Y_2O_3$ (a percentagem em massa de oxigênio é igual a 25,26%) e X_2YO_4 (a percentagem em massa de oxigênio é igual a 36,78%). Determinar os elementos X e Y.

02. O sódio forma com os elementos X e Y os compostos $NaXY_2$ e $Na_2X_4Y_7$. A percentagem em massa de sódio em $NaXY_2$ é igual a 34,95% e em $Na_2X_4Y_7$, igual a 22,86%. Determinar que elementos X e Y entram na composição dos compostos com o sódio.

03. O óxido de ferro (II) pertence aos compostos de composição variável. Sua composição pode expressar-se através da fórmula $Fe_{1-x}O$. Determinar a fórmula mínima do óxido, se é conhecido que uma amostra de 16,6 g contém 12,6 g de ferro.

04. Durante a análise do óxido de manganês pertencente aos bertolídeos (compostos não estequiométricos), ficou estabelecido que a percentagem em massa do manganês no mesmo é 68,2%. Determinar a fórmula deste óxido.

05. Tem-se um composto químico, um gás, integrado por carbono (a percentagem em massa é de 85,7%) e hidrogênio (14,3%). Uma amostra deste composto de massa 5,25 g ocupa, nas condições normais, um volume igual a 2,8 L. Determinar a fórmula estrutural deste composto, se é conhecido que este descora a água de bromo.

06. Determinar a fórmula estrutural do hidrocarboneto no qual a percentagem em massa de carbono é 88,9%. Sabe-se que o hidrocarboneto em questão reage com a solução amoniacal de óxido de prata. A densidade do vapor do hidrocarboneto em relação ao ar é 1,862.

07. Durante a combustão de 4,25 g de certa substância se formaram 13,2 g de óxido de carbono (IV) e 5,85 g de água. A densidade do vapor desta substância em relação ao ar é igual a 5,862. Qual é a fórmula da substância?

08. Em oxigênio se queimou uma amostra de 4,3 g de uma substância orgânica. Os produtos da reação são 6,72 L de óxido de carbono (IV) (as condições são normais) e 6,3 g de água. A densidade do vapor da substância inicial em relação ao hidrogênio é igual a 43. Determinar a fórmula da substância.

09. Tem-se uma mistura de cloreto de hidrogênio e cloreto de deutério. A percentagem em massa de cloro na mistura é 96,73%. Qual é a percentagem em massa de cloreto de deutério na mistura?

10. Tem-se uma mistura de água comum e água pesada. Qual é a percentagem em massa de água pesada na mistura, se a percentagem em massa de oxigênio na mistura é 86%?

11. Uma mistura de carbonatos de potássio e de sódio de 7 g de massa foi tratada com ácido sulfúrico em excesso. Nestas circunstâncias desprendeu-se um gás de 1,344 L de volume (as condições são normais). Determinar as percentagens em massa dos carbonatos na mistura inicial.

12. Em água foi dissolvida uma mistura de cloreto de hidrogênio e brometo de hidrogênio de 5,51 g de massa. Para neutralizar a solução obtida foram gastos 5,04 g de hidróxido de potássio. Determinar as percentagens em massa dos halogenetos de hidrogênio na mistura inicial.

13. Uma mistura de sulfeto de hidrogênio e de iodeto de hidrogênio de 1,792 L de volume (as condições são normais) foi passada através de um excesso de solução de nitrato de prata. Formou-se um precipitado de 19,19 g de massa. Determinar as percentagens em massa e as percentagens em volume dos gases na mistura inicial.

14. Ao se dissolver em ácido clorídrico 50 g de uma liga de magnésio e alumínio, liberaram-se 48,25 L de hidrogênio (as condições são normais). Determinar as percentagens em massa dos metais na liga.

15. Tem-se uma mistura de brometo e iodeto de potássio. Uma amostra de 2,85 g desta mistura foi dissolvida em água. Através da solução passou-se um excesso de cloro. A solução foi concentrada por evaporação até a secura e submetida à calcinação. Como resíduo foi obtido um sal que, ao reagir com uma solução de nitrato de prata, deu lugar à formação de 2,87 g de um precipitado. Determinar a percentagem em massa de brometo de potássio na mistura inicial.

16. Durante a combustão de 6,1 g de uma mistura de metano e butano se formaram 17,6 g de óxido de carbono (IV). Determinar as percentagens em massa das substâncias na mistura gasosa.

17. Durante a combustão de uma mistura de etano e ciclopropano de 8,8 g de massa formaram-se 13,44 L de óxido de carbono (IV) (as condições são normais). Determinar as percentagens em massa dos hidrocarbonetos na mistura.

18. 8,96 L de metano (as condições são normais) foram submetidos a cloração. Como resultado se obteve uma mistura de clorofórmio e tetracloreto de carbono de 54,7 g de massa. Calcular a percentagem em massa de clorofórmio no produto de cloração.

19. Durante a combustão em oxigênio do sódio forma-se peróxido de sódio, Na_2O_2, e durante a combustão do potássio forma-se superóxido de potássio, KO_2. Foi queimada em oxigênio uma amostra de uma liga de sódio com potássio de 24,6 g de massa, obtendo-se uma mistura de produtos de combustão de 42,2 g de massa. Determinar as percentagens em massa dos metais na liga.

20. Durante a hidrogenação de uma liga de sódio com potássio de 0,85 g de massa foi obtida uma mistura de hidretos de metais de 0,88 g de massa. Que volume de hidrogênio medido nas condições normais participou da reação?

21. Molibdênio e tungstênio são obtidos por redução dos óxidos destes metais pelo hidrogênio a altas temperaturas. Ao se reduzir uma amostra de 155,6 g de concentrado que contém óxido de molibdênio (VI) e, como impureza, óxido de tungstênio (VI), foi obtida uma mistura de metais de 105,2 g de massa. Calcular o volume de hidrogênio medido nas condições normais que foi consumido para a redução e as massas dos metais obtidos.

22. 23 g de etanol foram submetidos a aquecimento, obtendo-se uma mistura de duas substâncias orgânicas de 17,6 g de massa. Nomear as substâncias obtidas e calcular suas percentagens em massa na mistura obtida.

23. A 11 g de mistura de metanol e etanol se acrescentou um excesso de sódio metálico. Como resultado da reação se desprenderam 3,36 L de gás (as condições são normais). Quais as percentagens em massa dos álcoois na mistura?

24. Durante a neutralização de 106,6 g de uma mistura de ácidos palmítico e esteárico foi obtida uma mistura de palmitato de sódio e estearato de sódio de 115,4 g de massa. Determinar as percentagens em massa dos ácidos na mistura inicial.

25. Uma mistura de metilamina e etilamina de 10,7 g de massa foi submetida à combustão, obtendo-se 3,36 L de nitrogênio (as condições são normais). Determinar as percentagens em massa das aminas na mistura.

26. Durante a reação de 26,4 g de uma mistura de etilamina e dietilamina com cloreto de hidrogênio foi obtida uma mistura de sais com 41 g de massa. Quais são as percentagens em massa das aminas na mistura inicial?

27. Tem-se uma mistura de fenol e 4-bromofenol. A 4,4 g de uma amostra desta mistura se adicionou um excesso de bromo. Como resultado da reação se formaram 9,93 g de 2,4,6-tribromofenol. Determinar a percentagem em massa de 4-bromofenol na mistura inicial.

28. A 1,3 g de uma mistura de propanal e 2-metilpropanal acrescentou-se um excesso de solução amoniacal de óxido de prata. Formou-se um precipitado metálico de 4,32 g de massa. Determinar a massa de propanal na amostra da mistura de aldeídos.

29. Para a oxidação de uma mistura de etanal e butanal de 1,88 g de massa foi gasta a solução obtida ao dissolver-se em amoníaco 6,96 g de óxido de prata. Determinar as percentagens em massa dos aldeídos na mistura.

30. Etanol e metanol se encontram misturados. Uma amostra de 11 g desta mistura, em forma de vapor, foi passada sobre 32 g de óxido de cobre (II). Como resultado da reação, ficaram sem reagir 8,15 g de óxido. Qual a percentagem em massa de metanol na mistura inicial de álcoois?

31. Durante a hidrogenação catalítica de uma mistura de propanal e etanal de 19 g de massa foi obtida uma mistura de álcoois de 19,8 g de massa. Que massa de propanal foi submetida à hidrogenação catalítica?

32. Uma solução contém cloreto de sódio e brometo de sódio, com a particularidade que a percentagem em massa das substâncias dissolvidas é 22%. Através de uma alíquota de 20 g desta solução passou-se cloro gasoso em excesso. A solução foi evaporada até a secagem, submetendo-se depois à calcinação, de modo que foi obtido um resíduo seco de 3,51 g. Determinar as percentagens em massa de cloreto de sódio e brometo de sódio na solução inicial.

33. Tem-se uma solução que contém os ácidos sulfúrico e nítrico. Ao adicionar a uma alíquota de 40 g desta solução excesso de cloreto de bário, formou-se um precipitado de 9,32 g. Para neutralizar uma alíquota de 20 g da solução inicial foram necessários 14 mL de outra solução com percentagem em massa de hidróxido de sódio de 18% e com densidade de 1,2 g/mL. Quais são as percentagens em massa dos ácidos na solução inicial?

34. Ao tratar com ácido clorídrico uma mistura de ferro e alumínio de 16,6 g, se desprenderam 10,13 L de hidrogênio. Este volume foi medido sob temperatura de 0 °C e pressão de 112 kPa. Determinar a percentagem em massa de ferro na mistura. Que volume de solução com 20% em massa de ácido e densidade 1,1 g/mL entrou na reação?

35. Uma amostra de giz contém carbonato de cálcio, carbonato de magnésio e impurezas isentas de carbonatos. A percentagem em massa destas impurezas é 3%. Ao tratar com excesso de ácido clorídrico 51,98 g de amostra de giz, foram obtidos 11,31 L de um gás (as condições são normais). Calcular a massa de carbonato de cálcio na amostra de giz usada.

36. Para a combustão de 200 L de gás natural que continha metano, etano e impurezas não combustíveis, foram gastos 395 L de oxigênio. Os volumes dos gases foram medidos nas condições normais. Determinar as percentagens em volume de metano e etano no gás, se a percentagem em volume das impurezas não combustíveis era de 5%.

37. Para neutralizar 8,3 g de uma mistura de ácidos fórmico e acético, foram necessários 40 g de uma solução com 15% em massa de hidróxido de sódio. Qual a percentagem em massa de ácido acético na mistura de ácidos?

38. 12,3 g de uma liga de sódio e potássio reagiram com 200 g de uma solução de fenol em benzeno, sendo de 23,5% a percentagem em massa de fenol. Que volume de hidrogênio foi produzido como resultado da reação? Calcular o volume para as condições normais. Achar a percentagem em massa de sódio na liga.

39. O cobre forma uma liga com um metal desconhecido que apresenta em seus compostos o grau de oxidação igual a +2. A percentagem em massa de cobre na liga é 90,66%. Durante a dissolução de uma amostra de 71,4 g da liga em ácido sulfúrico concentrado desprenderam-se 24,64 L de óxido de enxofre (IV) (as condições são normais). Que metal forma a liga com o cobre? (Durante a reação da liga com o ácido sulfúrico não se formaram outros gases.)

40. Tem-se uma liga de dois metais. Um componente da liga se dissolve em álcalis, e ambos os metais se dissolvem em ácido clorídrico. Nos compostos, os ditos metais apresentam grau de oxidação igual a +2. Quando uma amostra de 5,76 g da liga foi tratada com uma solução de hidróxido de sódio, liberaram-se 2,24 L de hidrogênio. A massa do resíduo insolúvel foi de 4,86 g. Durante a dissolução em ácido clorídrico de uma amostra de 3,46 g da liga, formaram-se 4,032 L de hidrogênio. Que metais formam a liga? Determinar suas percentagens em massa na liga. Os volumes dos gases estão reduzidos às condições normais.

41. Em 200 g de uma solução que continha cloreto de magnésio (8,5% em massa), cloreto de níquel (II) (7,98%) e cloreto de cobre (II) (13,45%) foram colocados 19,62 g de zinco. Que metais o zinco deslocará a partir da solução? Determinar a massa dos metais separados.

42. Em 250 g de solução que continha nitrato de potássio, nitrato de prata e nitrato de cobre (II) foram colocados 1,12 g de limalha de ferro. Que metais foram deslocados da solução, se as percentagens em massa dos sais na solução são: nitrato de potássio, 0,5%; nitrato de prata, 1,02%; nitrato de cobre (II), 0,938%? Quais as massas dos metais obtidos?

43. Em 50 g de solução que continha sulfato de estanho (II) (percentagem em massa igual a 5,99%) e sulfato de níquel (II) (7,98%) foram colocados 0,654 g de um metal desconhecido em pó. O metal apresenta em seus compostos grau de oxidação igual a +2. Todo o metal reagiu e, como resultado, foi deslocado todo o estanho e metade do níquel. Que metal foi colocado na solução?

44. Uma placa de cobre de 100 g foi colocada em 131,3 g de uma solução com percentagem em massa de nitrato de mercúrio (I) $Hg_2(NO_3)_2$ igual a 20%. Determinar a massa da placa depois do término da reação.

45. 60 g de uma amostra de zinco foram colocados em 200 g de uma solução com 6,62% em massa de nitrato de chumbo (II). Determinar a massa da amostra de metal depois do término da reação, considerando que todo o metal deslocado se depositou na amostra.

46. Em 50 g de solução com 21,47% em massa de sulfato de estanho (II) foram colocadas 3,36 g de limalhas de ferro. Depois do término da reação o precipitado metálico foi recolhido. Determinar a massa deste precipitado.

47. Uma placa de ferro de 20 g foi submergida em 80 g de solução cuja percentagem em massa de nitrato de prata era 12%. Após certo tempo, a placa foi retirada da solução, e a nova percentagem em massa de nitrato de prata da solução foi determinada como sendo 8%. Determinar a massa da placa metálica após a reação, se toda a prata obtida se depositou nela.

48. Em 264 g de uma solução de nitrato de mercúrio (I) $Hg_2(NO_3)_2$ se colocaram limalhas de ferro. A percentagem em massa da substância dissolvida inicialmente era 20%. Após certo tempo a percentagem em massa de nitrato de mercúrio (I) na solução passou a ser 6%. Que massa de mercúrio foi obtida como resultado da reação? (*Nota do autor: não tente resolver este exercício se não resolveu, acertou e entendeu o exercício 47*).

49. 13,1 g de uma liga de sódio e potássio foram colocados em água. Para neutralizar a solução obtida foram gastos 109,6 mL de uma solução 25% em massa de ácido acético com densidade 1,15 g/mL. Qual a percentagem em massa de sódio na liga?

50. 20 g de uma amostra de uma liga de zinco, alumínio e cobre foi tratada com excesso de solução concentrada de álcali. Nestas circunstâncias desprenderam-se 7,1 L de gás (as condições são normais). A massa do resíduo insolúvel foi 2 g. Quais as percentagens em massa dos metais na liga?

51. Tem-se uma mistura de ácidos fórmico e acético. Quando uma amostra de 6,5 g foi tratada com um excesso de solução de hidrogenocarbonato de sódio, formaram-se 2,688 L de um gás (as condições são normais). Para neutralizar uma amostra idêntica da mistura foram consumidos 48 g de outra solução com 10% em massa de hidróxido de sódio. Calcular as percentagens em massa dos ácidos na mistura inicial.

52. Durante a combustão de 21,2 g de uma mistura de etanol e de propan-1-ol formou-se óxido de carbono (IV) para cuja absorção foram gastos 200,5 mL de uma solução com 30% em massa de hidróxido de sódio e densidade igual a 1,33 g/mL. Durante a reação do CO_2 com o álcali formou-se um sal neutro. Qual a percentagem em massa de etanol na mistura inicial de álcoois?

53. Para a hidrólise total de 32 g de uma mistura de ésteres butílicos dos ácidos fórmico e acético necessitou-se de 108,1 mL de uma solução de hidróxido de sódio a 10% em massa com densidade 1,11 g/mL. Determinar as percentagens em massa dos ésteres na mistura.

54. Ao se aquecerem 13,6 g de uma mistura de ácidos fórmico e acético com excesso de etanol, em presença de ácido sulfúrico concentrado, foram obtidos 20,6 g de uma mistura de ésteres. Que massa de ácido fórmico participou da reação?

55. A 60 mL de uma solução de hidróxido de sódio de 1,2 g/mL de densidade acrescentaram-se 80 mL de água. Uma amostra de 20 g da solução obtida neutraliza totalmente 36 mL de outra solução com 4% em massa de ácido fosfórico e densidade igual a 1,02 g/mL. Determinar a percentagem em massa de hidróxido de sódio na solução inicial.

56. Durante a oxidação de 5,75 g de um composto orgânico que continha oxigênio se formou ácido acético. Este foi queimado, obtendo-se um gás que reagiu com 80 mL de uma solução de hidróxido de potássio de 1,25 g/mL de densidade, dando lugar à formação de um sal neutro. A percentagem em massa de KOH nesta solução é igual a 28%. Que substância foi oxidada? Que massa de ácido acético se formou?

57. A 150 mL de uma mistura de acetileno e etileno se juntaram 350 mL de hidrogênio. A mistura dos gases foi passada sobre catalisador de platina a quente, após o que seu volume passou a ser igual a 250 mL (todos os volumes estão reduzidos a condições normais). Calcular que massa de solução aquosa com percentagem em massa de bromo igual a 3% poderia ser descorada pela mistura inicial de acetileno e eteno.

58. Durante a combustão de uma mistura de cicloexano e benzeno se desprendeu um gás que foi passado através de um excesso de solução de hidróxido de bário. Neste caso, formaram-se 147,8 g de um precipitado. Para a bromação da mesma quantidade de mistura em presença de brometo de ferro (III) gastaram-se 80 g de mistura na qual a percentagem em massa de bromo era 10%. Determinar as percentagens em massa dos hidrocarbonetos na mistura inicial.

59. Tem-se 7,25 g de mistura de um álcool (a percentagem em massa é 20%) e de um aldeído (a percentagem em massa é 80%). O aldeído e o álcool contêm o mesmo número de átomos de carbono na cadeia. Estas substâncias podem transformar-se uma na outra, reciprocamente. À mistura juntou-se um excesso de solução amoniacal de óxido de prata, obtendo-se um precipitado metálico de 21,6 g de massa. Determinar as fórmulas estruturais do álcool e do aldeído iniciais e nomeá-los.

60. 75,6 g de uma liga de magnésio e alumínio foram dissolvidos em ácido sulfúrico, obtendo-se 411,6 g de uma mistura de sulfatos destes metais. Que massa de magnésio deve fundir-se com 540 g de alumínio para que se obtenha semelhante liga?

61. Hidrogênio reagiu com certa substância simples gasosa X. Formou-se o gás Y. A substância Y reagiu com o oxigênio do ar em presença de platina como catalisador. Como resultado, foram obtidos 179,2 L de óxido de nitrogênio (II) (as condições são normais). Nomear a substância X e determinar que massa da mesma participou da reação.

62. Durante a decomposição térmica do gás X que tem odor de ovos podres, formou-se a substância simples Y que queima no ar com chama azul, obtendo-se como resultado 8 L do gás Z (as condições são normais). Nomear as substâncias X, Y e Z e determinar o volume do gás X usado na reação.

63. Durante a dissolução do metal X em ácido nítrico formaram-se 8,96 L de óxido de nitrogênio (II) (as condições são normais). A solução obtida foi neutralizada com excesso de solução de álcali. O precipitado de cor azul que se formou foi separado e calcinado, obtendo-se óxido de cobre (II). Escrever as equações das reações ocorridas. Que massa de metal reagiu?

64. Uma amostra de um metal desconhecido que apresenta em seus compostos grau de oxidação igual a +1 foi dissolvida em ácido nítrico, obtendo-se 0,224 L de óxido de nitrogênio (II) (as condições são normais). À solução obtida adicionou-se um excesso de iodeto de sódio, e o precipitado foi de 7,05 g de iodeto do metal desconhecido. Que metal foi usado? Calcular a massa da amostra inicial do metal.

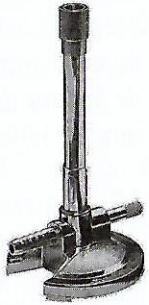
65. Certa substância simples de cor pardo-avermelhada foi aquecida em ausência de ar, obtendo-se uma substância branca que queima no ar com facilidade. O produto da combustão foi colocado num excesso de água, juntando-se à solução obtida um excesso de solução de hidróxido de potássio. Como resultado, formaram-se 84,8 g de uma solução com 5% em massa de fosfato de potássio. Que substância simples foi utilizada para iniciar as transformações mencionadas? Determinar a massa desta substância. Escrever as equações de todas as transformações ocorridas.

66. Certo hidrocarboneto insaturado, que reage com as soluções de sais de prata e de cobre (I), foi passado através de um tubo quente com carvão ativado, obtendo-se 39,44 mL de um líquido de 0,89 g/mL de densidade. Esta substância não reage com a água de bromo, mas reage com o bromo em presença de brometo de ferro (III). Que hidrocarboneto foi usado? Que massa de derivado bromado se forma, se a toda a substância obtida se acrescenta um excesso de bromo em presença de limalha de ferro?

67. A partir do benzeno, através de uma síntese em duas etapas, foi obtido um composto orgânico nitrogenado que reage facilmente com a água de bromo, ocasionando a formação de um tribrometo. Durante a reação do composto nitrogenado obtido inicialmente com excesso de brometo de hidrogênio, formaram-se 46,98 g de um sal. Que composto foi obtido a partir do benzeno através da síntese em duas etapas? Que massa de benzeno participou da reação, se o rendimento do produto em cada uma das três etapas da síntese foi igual a 75%?

68. A 400 g de solução de sulfato de cobre (II) foi acrescentado um excesso de álcali. O precipitado foi separado e calcinado. Sobre a substância formada, foi passado um excesso de hidrogênio, com aquecimento. Foi obtido um metal, que foi dissolvido em ácido sulfúrico concentrado e quente, e coletaram-se 5,6 L de um gás (as condições são normais). Determinar a percentagem em massa do sulfato de cobre (II) na solução inicial.

69. 140 L de hidrogênio (as condições são normais) reagiram com um certo metal, ocasionando a formação de um hidreto de composição MeH. O rendimento do produto é igual a 60%. Durante a decomposição do hidreto através de água liberou-se um gás e se formou o hidróxido MeOH ao qual se adicionou um excesso de solução de ácido sulfúrico. A solução dá coloração violeta à chama do bico de Bunsen. Que metal se utilizou? Que massa de sulfato de metal pode ser separada da solução?



70. Um composto orgânico X, obtido na hidrólise de gorduras, contendo oxigênio, reage com hidróxido de cobre (II), dando lugar a uma substância de coloração azul-vivo. O composto X também pode ser obtido na oxidação catalítica do propileno. A uma amostra da substância X acrescentou-se sódio em excesso, coletando-se 4,704 L de hidrogênio (as condições são normais), com a particularidade de que o rendimento foi de 70%. Que massa de propileno é necessária para obter a amostra citada da substância X, se o rendimento do produto na oxidação catalítica é de 80%. Nomear o composto X.

Um pouco de ciência nos afasta de Deus. Muito, nos aproxima.

Louis Pasteur

RESPOSTAS DOS PROBLEMAS CABULOSOS

01. potássio e enxofre	**02.** boro e oxigênio
03. $Fe_{0,9}O$	**04.** $MnO_{1,6}$
05. $H_2C = CH - CH_3$ (propeno)	**06.** $H - C \equiv C - CH_2 - CH_3$
07. $C_{12}H_{26}$	**08.** C_6H_{14}
09. 20,445%	**10.** 32,50%
11. Na_2CO_3 = 60,57%, K_2CO_3 = 39,43%	**12.** HCℓ = 26,50%, HBr = 73,50%
13. volume: H_2S = 37,50%; HI = 62,50% massa: H_2S = 13,75%; HI = 86,25%	**14.** Aℓ =13,386%, Mg = 86,614%
15. 41,75%	**16.** CH_4 = 52,48%, C_4H_{10} = 47,54%
17. C_2H_6 = 68,18%, C_3H_6 = 31,82%	**18.** $CHCℓ_3$ = 43,69%
19. Na = 84,15%, K = 15,85%	**20.** 336 mL
21. 70,56 L	**22.** eteno = 15,91%, etoxietano = 84,09%
23. metanol = 58,18%, etanol = 41,82%	**24.** ácido palmítico = 60,04%, ácido esteárico = 39,96%
25. CH_3NH_2 = 57,94%, $C_2H_5NH_2$ = 42,06%	**26.** etilamina = 17,05%, dietilamina = 82,95%
27. 4-bromofenol = 78,64%	**28.** propanal = 0,58 g
29. etanal = 23,40%, butanal = 76,60%	**30.** metanol = 58,18%
31. propanal = 5,80 g	**32.** NaCℓ = 11,70%, NaBr = 11,30%
33. H_2SO_4 = 9,80%, HNO_3 = 11,31%	**34.** Fe = 67,47%, HCℓ = 165,91 mL
35. $CaCO_3$ = 50,04 g	**36.** CH_4 = 95%, C_2H_6 = 5%
37. ácido acético = 72,29%	**38.** H_2 = 5,60 L, Na = 84,15%
39. zinco	**40.** berílio = 15,63%, magnésio = 84,37%
41. cobre = 12,7 g, níquel = 5,87 g	**42.** prata = 1,62 g, cobre = 0,79 g
43. magnésio	**44.** 116,88 g
45. 65,66 g	**46.** 6,50 g
47. placa = 21,56 g	**48.** Hg = 29,39 g
49. Na = 81,00%	**50.** Zn = 84,82%, Aℓ = 5,18%, Cu = 10%

51. ácido fórmico = 35,38%, ácido acético = 64,62%	**52.** etanol = 43,40%
53. $C_5H_{10}O_2$ = 63,75%, $C_6H_{12}O_2$ = 36,25%	**54.** ácido fórmico = 4,60 g
55. NaOH = 18,98%	**56.** etanol, ácido acético = 7,50 g
57. solução = 59,52 g	**58.** C_6H_{12} = 61,76%, C_6H_6 = 38,24%
59. propan-1-ol, propanal	**60.** Mg = 972 g
61. N_2 = 112 g	**62.** X = H_2S, Y = S, Z = SO_2, V(SO_2) = 8 L
63. cobre = 38,10 g	**64.** prata = 3,24 g
65. fósforo vermelho = 0,62 g	**66.** etino, C_6H_5Br = 70,65 g
67. anilina (fenilamina), C_6H_6 = 49,92 g	**68.** $CuSO_4$ = 9,97%
69. potássio, K_2SO_4 = 652,50 g	**70.** X = propanotriol, C_3H_6 = 10,50 g

CAPÍTULO 2

70 SOLUÇÕES CABULOSAS

01. Para os cálculos, escolhemos uma amostra da substância $X_2Y_2O_3$ de 100 g de massa. Então, há 25,26 g do elemento oxigênio. O número de mols de oxigênio é[1]:

$$n(O)=\frac{m(O)}{MM(O)}\Rightarrow n(O)=\frac{25,26}{16}\,mol=1,58\,mol$$

Da fórmula da substância $X_2Y_2O_3$ se deduz:

$$n(X_2Y_2O_3)=\frac{n(O)}{3}\Rightarrow n(X_2Y_2O_3)=\frac{1,58}{3}\,mol=0,526\,mol$$

A massa molar de $X_2Y_2O_3$ pode ser então calculada:

$$n(X_2Y_2O_3)=\frac{m(X_2Y_2O_3)}{MM(X_2Y_2O_3)}\Rightarrow MM(X_2Y_2O_3)=\frac{100}{0,526}\,g/mol=190,02\,g/mol$$

Usando a fórmula $X_2Y_2O_3$, e arredondando a massa molar para 190 g/mol, escrevemos:

$$MM(X_2Y_2O_3) = 2 \times MM(X) + 2 \times MM(Y) + 3 \times MM(O)$$

Como resultado, obtemos:

$$2 \times MM(X) + 2 \times MM(Y) + 3 \times 16 = 190$$

Escrevemos então a equação (I):

MM(X) + MM(Y) = 71	(I)

Analogamente, determinamos a massa molar da substância X_2YO_4, escolhendo, do mesmo modo, uma amostra desta substância de 100 g de massa. Nesta amostra há 36,78 g do elemento oxigênio. O número de mols de oxigênio é:

$$n(O)=\frac{m(O)}{MM(O)}\Rightarrow n(O)=\frac{36,78}{16}\,mol=2,30\,mol$$

1 Todos os cálculos foram efetuados com calculadora científica, e os resultados expressos com duas ou três decimais, conforme fosse melhor para compreensão.

Da fórmula da substância X_2YO_4 se deduz:

$$n(X_2YO_4) = \frac{n(O)}{4} \Rightarrow n(X_2YO_4) = \frac{2{,}30}{4}\,\text{mol} = 0{,}575\,\text{mol}$$

A massa molar de X_2YO_4 pode ser então calculada:

$$n(X_2YO_4) = \frac{m(X_2YO_4)}{MM(X_2YO_4)} \Rightarrow MM(X_2YO_4) = \frac{100}{0{,}575}\,\text{g/mol} = 174{,}01\,\text{g/mol}$$

Usando a fórmula X_2YO_4, e arredondando a massa molar para 174 g/mol, escrevemos:

$$MM(X_2YO_4) = 2 \times MM(X) + MM(Y) + 4 \times MM(O)$$

Como resultado, obtemos:

$$2 \times MM(X) + MM(Y) + 4 \times 16 = 174$$

Escrevemos então a equação (II):

$2 \times MM(X) + MM(Y) = 110$	(II)

Ao resolver o sistema de equações (I) e (II), obtemos:

$MM(X) = 39$ g/mol $\qquad$ $MM(Y) = 32$ g/mol

Deste modo, X é o potássio, e Y é o enxofre.

02. Numa amostra de 100 g do composto $NaXY_2$, existem 34,95 g de sódio. Logo, o número de mols de sódio é:

$$n(Na) = \frac{m(Na)}{MM(Na)} \Rightarrow n(Na) = \frac{34{,}95}{23}\,\text{mol} = 1{,}52\,\text{mol}$$

Pela fórmula $NaXY_2$, temos:

$$n(NaXY_2) = n(Na) \Rightarrow n(NaXY_2) = 1{,}52\,\text{mol}$$

A massa molar de Na_2XO_2 pode ser então calculada:

$$n(NaXY_2) = \frac{m(NaXY_2)}{MM(NaXY_2)} \Rightarrow MM(NaXY_2) = \frac{100}{1{,}52}\,\text{g/mol} = 65{,}81\,\text{g/mol}$$

Usando a fórmula $NaXY_2$, e arredondando a massa molar para 65,8 g/mol, escrevemos:

$$MM(NaXY_2) = MM(Na) + MM(X) + 2 \times MM(Y)$$

Como resultado, obtemos:

$$23 + MM(X) + 2 \times MM(Y) = 65{,}8$$

Escrevemos então a equação (I):

$MM(X) + 2 \times MM(Y) = 42{,}8$	(I)

Analogamente, determinamos a massa molar da substância $Na_2X_4Y_7$, escolhendo, do mesmo modo, uma amostra desta substância de 100 g de massa. Nesta amostra há 22,86 g do elemento sódio. O número de mols de sódio é:

$$n(Na) = \frac{m(Na)}{MM(Na)} \Rightarrow n(Na) = \frac{22{,}86}{23}\,\text{mol} = 0{,}994\,\text{mol}$$

Da fórmula da substância $Na_2X_4Y_7$ se deduz:

$$n(Na_2X_4Y_7) = \frac{n(Na)}{2} \Rightarrow n(Na_2X_4O_7) = \frac{0{,}994}{2}\,\text{mol} = 0{,}497\,\text{mol}$$

A massa molar de $Na_2X_4O_7$ pode ser então calculada:

$$n(Na_2X_4Y_7) = \frac{m(Na_2X_4Y_7)}{MM(Na_2X_4Y_7)} \Rightarrow MM(Na_2X_4Y_7) = \frac{100}{0{,}497}\,\text{g/mol} = 201{,}22\,\text{g/mol}$$

Usando a fórmula $Na_2X_4O_7$, e arredondando a massa molar para 201,2 g/mol, escrevemos:

$$MM(Na_2X_4O_7) = 2 \times MM(Na) + 4 \times MM(Y) + 7 \times MM(Y)$$

Como resultado, obtemos:

$$2 \times 23 + 4 \times MM(X) + 7 \times MM(Y) = 201{,}2$$

Escrevemos então a equação (II):

$4 \times MM(X) + 7 \times MM(Y) = 155{,}2$	(II)

Ao resolver o sistema de equações (I) e (II), obtemos:

$MM(X) = 10{,}8$ g/mol $\qquad$ $MM(Y) = 16$ g/mol

Deste modo, X é o boro, e Y é o oxigênio.

03. Determinamos a massa de oxigênio na amostra do óxido:

$$m(O) = m(Fe_{1-x}O) - m(Fe) \Rightarrow m(O) = (16{,}6 - 12{,}6)\,\text{g} = 4{,}0\,\text{g}$$

Achamos o número de mols de oxigênio:

$$n(O) = \frac{m(O)}{MM(O)} \Rightarrow n(O) = \frac{4{,}0}{16}\,\text{mol} = 0{,}25\,\text{mol}$$

O número de mols de ferro é:

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{MM(Fe)} \Rightarrow n(Fe) = \frac{12{,}6}{56}\,\text{mol} = 0{,}225\,\text{mol}$$

Da fórmula do óxido se depreende:

$$\frac{n(Fe)}{n(O)} = \frac{1-x}{1} \Rightarrow \frac{0{,}225}{0{,}25} = \frac{1-x}{1} \Rightarrow 1 - x = 0{,}9$$

Assim, a fórmula do óxido é $Fe_{0,9}O$.

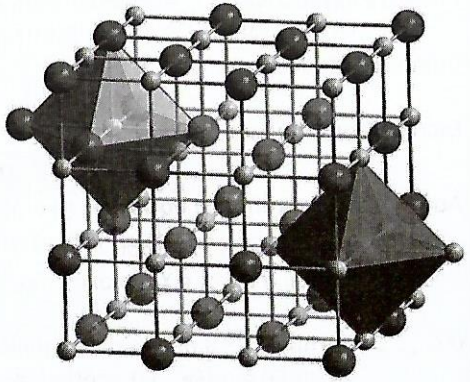
A principal ocorrência natural deste *bertolídeo* (composto não-estequiométrico) é no mineral *wüstita* (assim batizado em homenagem ao mineralogista alemão Fritz Wüst), que normalmente apresenta fórmula $Fe_{0,95}O$.

Os *bertolídeos* recebem este nome em homenagem a CLAUDE LOUIS BERTHOLLET, químico francês (1748 – 1822), contemporâneo de JOSEPH LOUIS PROUST (1754 – 1826), e opositor de sua Lei das Proporções Definidas.

CLAUDE LOUIS BERTHOLLET

JOSEPH LOUIS PROUST

A estrutura teórica (estequiométrica, FeO) da *wüstita* é apresentada ao lado.



O deficit em ferro é causado por falhas nesta estrutura teórica (locais onde o ferro deveria estar e não está, causando "buracos" na estrutura cristalina), levando a fórmulas entre $Fe_{0,85}O$ e $Fe_{0,97}O$.

A *wüstita* é encontrada tanto em meteoritos quanto em jazidas de ferro nativas.

04. Consideramos uma amostra de 100 g de massa, ou seja, m(óxido) = 100 g. Assim, as massas e os números de mols dos elementos são:

$$n(Mn) = \frac{m(Mn)}{MM(Mn)} = \frac{68,2}{55}\,mol = 1,24\,mol$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{MM(O)} = \frac{31,8}{16}\,mol = 1,99\,mol$$

Assim, n(Mn) : n(O) = 1,24 : 1,99. Dividindo ambos os termos do segundo membro desta relação pelo menor número (1,24), temos:

n(Mn) : n(O) = 1 : 1,60.

Logo, podemos expressar a fórmula deste bertolídeo como $MnO_{1,6}$.

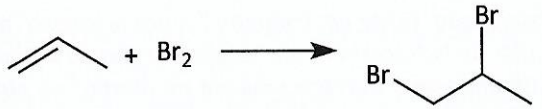
05. Num problema com substância de fórmula desconhecida, se houver uma maneira de determinar a sua massa molar, este deve ser o primeiro passo a ser dado. Neste caso, faremos o cálculo através do volume nas CNTP.

5,25 g	–	2,8 L
m	–	22,4 L

Resolvendo, m = 42,00 g. Logo, a massa molar do gás é 42 g/mol.
Se 85,7% do composto (em massa) é carbono, a massa de carbono em 1 mol é:

$$0,857 \times 42\ g = 35,99\ g \approx 36,00\ g$$

Torna-se bastante evidente que há 3 átomos de carbono por molécula (36 ÷ 12 = 3).
A massa de hidrogênio em 1 mol é (42 – 36) g = 36 g. Por um raciocínio análogo ao anterior, vê-se que há 6 átomos de hidrogênio por molécula, e a fórmula é C_3H_6.
Esta fórmula pode representar um cicloalcano ou um alceno. No entanto, os cicloalcanos não reagem com a água de bromo. Alcenos reagem.



Logo, a substância C_3H_6 é um alceno. É o propileno ou propeno: $H_2C = CH - CH_3$.

*Bromo (Br_2) é solúvel em água, formando uma solução vermelha chamada de **água de bromo**, que é usada como reagente teste em Química Orgânica para identificar compostos insaturados.*

06. Se temos a densidade do gás em relação ao ar, temos a sua massa molar, através do conceito de massa molar aparente. A massa molar aparente do ar é a massa de 22,4 L de ar nas CNTP. Assim, podemos arredondar a massa molar aparente do ar para 29 g/mol. Simbolizaremos a densidade de um gás em relação ao ar (densidade relativa) por d_{ar}(gás). Logo:

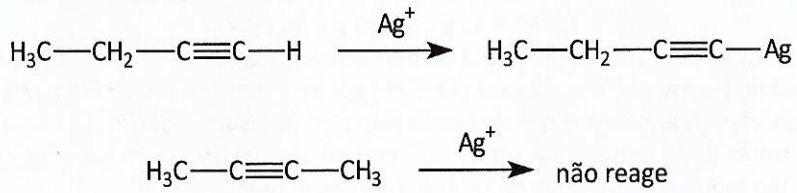
$$d_{ar}(gás) = \frac{MM(gás)}{MM(ar)} \Rightarrow MM(gás) = d_{ar}(gás) \times MM(ar)$$

$$MM(gás) = 1,862 \times 29\ g/mol = 54,00\ g/mol$$

Se 88,9% do composto é carbono, então em 1 mol do composto há:

$$0,889 \times 54\ g = 48,01\ g \approx 48\ g$$

Assim, é fácil ver que há 4 átomos de C por molécula.
Por um raciocínio análogo, vemos que há 6 g de hidrogênio por mol, e 6 hidrogênios por molécula. A fórmula do hidrocarboneto é C_4H_6.
A informação de que este hidrocarboneto reage com a solução amoniacal de óxido de prata aponta para que este hidrocarboneto é um *alcino verdadeiro*, ou seja, que apresenta a ligação tripla na extremidade da cadeia (este hidrogênio no carbono de número 1 tem propriedades ácidas). Forma-se um precipitado amarelo de um *carbeto de prata*.



A fórmula estrutural pode ser escrita (enfatizamos o H da extremidade da cadeia):

Cabe aqui uma observação. Existe um caminho "pouco ortodoxo" para determinação da fórmula molecular de hidrocarbonetos, tendo-se a massa molar. Divide-se a massa molar por 12, obtendo-se o número máximo de átomos de carbono que podem estar presentes na fórmula. No caso, $54 \div 12 = 4{,}50$ *nos mostra que a fórmula tem no máximo 4 átomos de carbono por molécula.*

$54 - (4 \cdot 12) = 6$ *nos dá o número de átomos de hidrogênio por molécula.*

Chegamos à fórmula C_4H_6 *com um mínimo de cálculos. Este método é bastante útil em provas com questões de múltipla escolha.*

07. Como já combinamos, se é possível calcular a massa molar, calcule.

$$MM(\text{vapor}) = 29 \times d_{ar}(\text{vapor}) = 29 \times 5{,}862 = 170{,}0\ \text{g/mol}$$

Uma vez que, como resultado da combustão da substância, se formam CO_2 e H_2O, em sua composição entram carbono, hidrogênio e, possivelmente, oxigênio.

Determinamos os números de mols de CO_2 e da H_2O formados como resultado da combustão:

$$n(CO_2) = \frac{m(CO_2)}{MM(CO_2)} = \frac{13{,}2}{44}\,\text{mol} = 0{,}30\,\text{mol}$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{MM(H_2O)} = \frac{5{,}85}{18}\,\text{mol} = 0{,}325\,\text{mol}$$

Determinamos os números de mols de carbono e de hidrogênio no composto inicial:

$$n(C) = n(CO_2) \Rightarrow n(C) = 0{,}30\ \text{mol}$$

$$n(H) = 2 \times n(H_2O) \Rightarrow n(H) = 2 \times 0{,}325\ \text{mol} = 0{,}65\ \text{mol}$$

Determinamos as massas de carbono e de hidrogênio:

$$m(C) = n(C) \times MM(C) \Rightarrow m(C) = 0{,}30 \times 12\ \text{g} = 3{,}60\ \text{g}$$

$$m(H) = n(H) \times MM(H) \Rightarrow m(H) = 0{,}65 \times 1\ \text{g} = 0{,}65\ \text{g}$$

A massa total de carbono e de hidrogênio é:

$$m(C) + m(H) = (3{,}6 + 0{,}65)\ \text{g} = 4{,}25\ \text{g}$$

ou seja, é igual à massa da substância inicial. Logo, a substância não contém oxigênio (é um hidrocarboneto).

Representamos a fórmula do hidrocarboneto como C_xH_y, podemos escrever:

$$\frac{n(C)}{n(H)} = \frac{x}{y} = \frac{0{,}3}{0{,}65} = \frac{6}{13} \Rightarrow 13x = 6y$$

A massa molar do hidrocarboneto pode se representar da seguinte forma:

$$MM(C_xH_y) = (12x + y)\ \text{g/mol} = 170\ \text{g/mol}$$

Podemos então montar o sistema de equações:

$13x = 6y$	(I)
$12x + y = 170$	(II)

Ao resolver o sistema de equações (I) e (II), encontramos $x = 12$ e $y = 26$, ou seja, a fórmula do hidrocarboneto é $C_{12}H_{26}$ (trata-se de um alcano).

08. A massa molar da substância pode ser determinada usando-se a densidade de seu vapor em relação ao hidrogênio (H_2):

$$MM(\text{vapor}) = 2 \times d_{\text{hidrogênio}} \Rightarrow MM(\text{vapor}) = 2 \times 43\ \text{g/mol} = 86\ \text{g/mol}$$

Uma vez que na combustão da substância se formam CO_2 e H_2O, em sua composição entram carbono, hidrogênio e, talvez, oxigênio.

Determinamos os números de mols de CO_2 e de H_2O formados na combustão:

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{VM} = \frac{6{,}72}{22{,}4}\,\text{mol} = 0{,}30\,\text{mol}$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{MM(H_2O)} = \frac{6{,}3}{18}\,\text{mol} = 0{,}35\,\text{mol}$$

Da fórmula CO_2 se deduz:

$$n(C) = n(CO_2) = 0{,}30\ \text{mol}$$

Da fórmula H_2O se deduz:

$$n(H) = 2 \times n(H_2O) = 2 \cdot 0{,}35\ \text{mol} = 0{,}70\ \text{mol}$$

Determinamos as massas de carbono e de hidrogênio:

$$m(C) = n(C) \times MM(C) \Rightarrow m(C) = 0{,}30 \times 12\ \text{g} = 3{,}60\ \text{g}$$

$$m(H) = n(H) \times MM(H) \Rightarrow m(H) = 0{,}70 \times 1\ \text{g} = 0{,}70\ \text{g}$$

A massa total de carbono e de hidrogênio é:

$$m(C) + m(H) = (3{,}60 + 0{,}70)\ \text{g} = 4{,}30\ \text{g}$$

Logo, é igual à massa da substância inicial. Assim, tal substância não contém oxigênio (é um hidrocarboneto).

Vamos usar nosso método alternativo para hidrocarbonetos:

$86 \div 12 = 7{,}17$, o que mostra que a fórmula tem no máximo 7 átomos de C;

$86 - (7 \times 12) = 2$ nos daria 2 átomos de H, o que é claramente impossível.

Logo, há 6 átomos de carbono e $86 - (6 \times 12) = 14$ átomos de hidrogênio: C_6H_{14}. Este hidrocarboneto é um alcano.

09. Escolhemos para os cálculos, como sempre, uma amostra de 100 g de mistura. A massa de cloro atômico na mistura é 96,73 g. Assim, a soma das massas de ^1H e de ^2H atômicos na mistura é 3,27 g.
Podemos então escrever a primeira equação:

$m(^1H) + m(^2H) = 3,27$	(I)

A massa do cloro atômico se compõe da massa do cloro $m_1(C\ell)$ contido no cloreto de hidrogênio $^1HC\ell$ e da massa do cloro $m_2(C\ell)$ contido no cloreto de deutério $^2HC\ell$, ou seja,

$$m(C\ell) = m_1(C\ell) + m_2(C\ell)$$

A proporção molar ^1H:Cℓ é 1:1, a proporção molar ^2H:Cℓ também é 1:1. Assim, podemos escrever:

^1H	–	Cℓ
1 mol	–	1 mol
1 g	–	35,5 g
$m(^1H)$	–	$m_1(C\ell)$

Fica então estabelecido que $m_1(C\ell) = 35,5 \times m(^1H)$.
De modo análogo:

^2H	–	Cℓ
1 mol	–	1 mol
2 g	–	35,5 g
$m(^2H)$	–	$m_2(C\ell)$

Fica então estabelecido que $m_2(C\ell) = 17,75 \times m(^2H)$.
Podemos então estabelecer a segunda equação que necessitamos:

$35,5 \times m(^1H) + 17,75 \times m(^2H) = 96,73$	(II)

Resolvendo o sistema de equações (I) e (II),encontramos $m(^2H) = 1,090$ g.
Calculamos a massa do cloro no cloreto de deutério:

$$m_2(C\ell) = 17,75 \times m(^2H) \Rightarrow m_2(C\ell) = 17,75 \times 1,090 \text{ g} = 19,355 \text{ g}$$

Determinamos a massa do cloreto de deutério:

$$m(^2HCl) = m(^2H) + m_2(C\ell) = (1,090 + 19,355) \text{ g} = 20,445 \text{ g}$$

Esta é a percentagem em massa de $^2HC\ell$ na mistura, uma vez que a massa da mistura é 100 g: 20,445%.

O hidrogênio apresenta 3 isótopos naturais: ^1H (99,985%), chamado prótio; ^2H (0,015%), deutério; e ^3H (traços), trítio, que é radioativo, β-emissor, $^3H \rightarrow {}^3He + \beta$, meia-vida de 12,32 anos.

10. Água pesada é o nome usual do óxido de deutério, ^2H_2O. A grafia desta fórmula como D_2O deve ser evitada. GILBERT NEWTON LEWIS isolou a primeira amostra de água pesada em 1933.

Usaremos para cálculo uma mistura de água comum e água pesada de 100 g. A equação natural é:

$m(H_2O) + m(^2H_2O) = 100$	(I)

Na mistura, a massa de oxigênio é 86 g. Sejam $m_1(O)$ a massa de oxigênio presente na água comum, e $m_2(O)$ a massa de oxigênio presente na água pesada.

O	–	H_2O
1 mol	–	1 mol
16 g	–	18 g
$m_1(O)$	–	$m(H_2O)$

$$m_1(O) = \frac{8 \times m(H_2O)}{9}$$

O	–	^2H_2O
1 mol	–	1 mol
16 g	–	20 g
$m_2(O)$	–	$m(^2H_2O)$

$$m_2(O) = \frac{4 \times m(^2H_2O)}{5}$$

Como $m_1(O) + m_2(O) = 86$ g, temos:

$\frac{8 \times m(H_2O)}{9} + \frac{4 \times m(^2H_2O)}{5} = 86$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos $m(^2H_2O) = 32,50$ g.
Esta já é a percentagem de água pesada na mistura: 32,50%.

11. Escrevemos as equações das reações:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2(g) + H_2O$$
$$K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2CO_3 + CO_2(g) + H_2O$$

Como a massa da mistura de carbonatos é 7 g, a equação natural é:

$m(Na_2CO_3) + m(K_2CO_3) = 7$	(I)

Vamos calcular V_1, o volume de CO_2 gerado pelo carbonato de sódio:

$$n(Na_2CO_3) = n(CO_2) \Rightarrow \frac{m(Na_2CO_3)}{MM(Na_2CO_3)} = \frac{V_1(CO_2)}{VM} \Rightarrow \frac{m(Na_2CO_3)}{106} = \frac{V_1(CO_2)}{22,4}$$

$$V_1(CO_2) = \frac{22,4 \times m(Na_2CO_3)}{106}$$

E agora V_2, o volume de CO_2 gerado pelo carbonato de potássio:

$$n(K_2CO_3)=n(CO_2)\Rightarrow\frac{m(K_2CO_3)}{MM(K_2CO_3)}=\frac{V_2(CO_2)}{VM}\Rightarrow\frac{m(K_2CO_3)}{138}=\frac{V_2(CO_2)}{22,4}$$

$$V_2(CO_2)=\frac{22,4\times m(K_2CO_3)}{138}$$

Como estes dois volumes somam 1,344 L, podemos escrever:

$$\frac{22,4\times m(Na_2CO_3)}{106}+\frac{22,4\times m(K_2CO_3)}{138}=1,344 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $m(K_2CO_3) = 2,760$ g.
Assim:

$$\%(K_2CO_3)=\frac{2,760}{7}\times 100\%=39,43\% \qquad \%(Na_2CO_3)=60,57\%$$

12. Como a massa da mistura de HCℓ e HBr é 5,51 g, a equação natural é

$$m(HC\ell) + m(HBr) = 5,51 \quad \text{(I)}$$

As reações que ocorrem são:

$$HC\ell + KOH \rightarrow KC\ell + H_2O$$
$$HBr + KOH \rightarrow KBr + H_2O$$

Essas duas equações nos mostram que n(HCℓ) + n(HBr) = n(KOH). Assim:

$$n(HC\ell)+n(HBr)=n(KOH)\Rightarrow\frac{m(HC\ell)}{MM(HC\ell)}+\frac{m(HBr)}{MM(HBr)}=\frac{m(KOH)}{MM(KOH)}$$

Aplicando valores numéricos, obtemos nossa segunda equação:

$$\frac{m(HC\ell)}{36,5}+\frac{m(HBr)}{81}=\frac{5,04}{56} \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema de equações (I) e (II), obtemos m(HBr) = 4,05 g.
A percentagem de HBr e de HCℓ então são:

$$\%(HBr)=\frac{4,05}{5,51}\times 100\%=73,50\% \qquad \%(HC\ell)=26,50\%$$

13. Chamando o volume da mistura de V, e os volumes de H_2S e de HI de V(H_2S) e V(HI), respectivamente, a equação que os relaciona é:

$$V(H_2S) + V(HI) = V$$

Dividindo os dois membros da equação por VM, passamos com vantagem para número de mols, uma vez que:

$$n(H_2S)=\frac{V(H_2S)}{VM} \qquad n(HI)=\frac{V(HI)}{VM} \qquad n=\frac{V}{VM}$$

Atribuindo valores numéricos, temos:

$$n(H_2S)+n(HI)=\frac{1,792}{22,4}=0,08$$

Esta é a nossa primeira equação:

$$n(H_2S)+n(HI)=0,08 \quad \text{(I)}$$

As reações que ocorrem são:

$$H_2S(aq) + 2\ AgNO_3(aq) \rightarrow Ag_2S(s) + 2\ HNO_3(aq)$$
$$HI(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgI(s) + HNO_3(aq)$$

Ag_2S, sulfeto de prata, é um precipitado negro, e AgI, iodeto de prata, é um precipitado amarelo.
Estas equações mostram que $n(H_2S) = n(Ag_2S)$ e $n(HI) = n(AgI)$.
As massas de Ag_2S e de AgI formadas podem ser escritas como:

$$m(Ag_2S) = n(Ag_2S) \times M(Ag_2S) \text{ e } m(AgI) = n(AgI) \times M(AgI).$$

Como a soma das massas dos precipitados é 19,19 g, podemos escrever a nossa segunda equação:

$$n(H_2S) \times 248 + n(HI) \times 235 = 19,19 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), encontramos:

$$n(H_2S) = 0,03 \text{ mol e } n(HI) = 0,05 \text{ mol}$$

As percentagens em volume são iguais às frações molares, ou seja:

$$X(H_2S)=\frac{0,03}{0,08}=0,375 \qquad (37,50\% \text{ de } H_2S)$$

$$X(HI) = 1 - 0,375 = 0,625 \qquad (62,50\% \text{ de HI})$$

A massa de H_2S é $m(H_2S) = n(H_2S) \times M(H_2S) = (0,03 \times 34)$ g = 1,02 g.
A massa de HI é $m(HI) = n(HI) \times M(HI) = (0,05 \times 128)$ g = 6,40 g.
Assim, a massa total é 7,42 g.
Assim, as percentagens em massa são:

$$\%(H_2S)=\frac{1,02}{7,42}\times 100\%=13,75\% \qquad \%(HI)=86,25\%$$

14. Se a massa total da liga é 50 g, a equação natural é:

$$m(Mg) + m(A\ell) = 50 \text{ g} \quad \text{(I)}$$

As equações que traduzem as reações são:

$$Mg(s) + 2\ HC\ell(aq) \rightarrow MgC\ell_2(aq) + H_2(g)$$
$$A\ell(s) + 3\ HC\ell(aq) \rightarrow A\ell C\ell_3(aq) + 3/2\ H_2(g)$$

Chamando de $n_1(H_2)$ e $n_2(H_2)$ aos números de mols gerados na reação com o Mg e com o Aℓ, respectivamente, as equações nos mostram que:

$$n_1(H_2)=n(Mg) \qquad \frac{n_2(H_2)}{3/2}=n(A\ell)\Rightarrow n_2(H_2)=1,5\times n(A\ell)$$

Podemos escrever que

$$n_1(H_2)+n_2(H_2)=\frac{V}{VM}$$

onde V é o volume de H_2 produzido nas reações.
Trabalhando as relações acima, podemos escrever:

$$n(Mg)+1{,}5\times n(A\ell)=\frac{V}{VM}\Rightarrow\frac{m(Mg)}{MM(Mg)}+1{,}5\times\frac{m(A\ell)}{MM(A\ell)}=\frac{V}{VM}$$

Aplicando valores numéricos, obtemos nossa segunda equação:

$$\frac{m(Mg)}{24{,}3}+1{,}5\times\frac{m(A\ell)}{27}=\frac{48{,}25}{22{,}4}\quad\text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos m(Aℓ) = 6,693 g.
Assim, as percentagens em massa se determinam:

$$\%(A\ell)=\frac{6{,}693}{50}\times100\%=13{,}386\%\qquad\%(Mg)=86{,}614\%$$

15. Como a massa da mistura de KBr e KI é 2,85 g, a equação natural é:

$$m(KBr)+m(KI)=2{,}85\quad\text{(I)}$$

As equações que representam as reações que ocorrem são:

$$KBr+\tfrac{1}{2}\,C\ell_2\rightarrow KC\ell+\tfrac{1}{2}\,Br_2$$
$$KI+\tfrac{1}{2}\,C\ell_2\rightarrow KC\ell+\tfrac{1}{2}\,I_2$$
$$KC\ell+AgNO_3\rightarrow AgC\ell(s)+KNO_3$$

Chamando de $n_1(KC\ell)$ e $n_2(KC\ell)$ aos números de mols de KCℓ formados a partir do KBr e do KI, respectivamente, estas equações nos mostram que:

$$n(KBr)=n_1(KC\ell)\qquad n(KI)=n_2(KC\ell)$$
$$n(KC\ell)=n_1(KC\ell)+n_2(KC\ell)\qquad n(KC\ell)=n(AgC\ell)$$

Assim, podemos escrever que:

$$\frac{m(KBr)}{MM(KBr)}+\frac{m(KI)}{MM(KI)}=\frac{m(AgC\ell)}{MM(AgC\ell)}$$

Aplicando valores numéricos, obtemos:

$$\frac{m(KBr)}{119}+\frac{m(KI)}{166}=\frac{2{,}87}{143{,}5}\quad\text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), encontramos m(KI) = 1,66 g.
Ou seja, as percentagens são:

$$\%(KI)=\frac{1{,}66}{2{,}85}\times100\%=58{,}25\%\qquad\%(KBr)=41{,}75\%$$

16. Escrevemos as equações das reações de combustão do metano e do butano:

$$CH_4+2\,O_2\rightarrow CO_2+2\,H_2O$$
$$2\,C_4H_{10}+13\,O_2\rightarrow8\,CO_2+10\,H_2O$$

Como a massa da mistura de alcanos é 6,1 g, a equação natural é

$$m(CH_4)+m(C_4H_{10})=6{,}1\quad\text{(I)}$$

A equação de combustão do metano nos permite escrever (chamando de $m_1(CO_2)$ à massa de CO_2 gerada a partir do metano):

$$n(CH_4)=n_1(CO_2)\Rightarrow\frac{m(CH_4)}{MM(CH_4)}=\frac{m_1(CO_2)}{m_1(CO_2)}\Rightarrow\frac{m(CH_4)}{16}=\frac{m_1(CO_2)}{44}$$

$$m_1(CO_2)=\frac{11}{4}\times m(CH_4)$$

A equação de combustão do butano nos permite escrever (chamando de $m_2(CO_2)$ à massa de CO_2 gerada a partir do butano):

$$n(C_4H_{10})=\frac{n_2(CO_2)}{4}\Rightarrow\frac{m(C_4H_{10})}{MM(C_4H_{10})}=\frac{m_2(CO_2)}{4\times MM(CO_2)}\Rightarrow\frac{m(C_4H_{10})}{58}=\frac{m_2(CO_2)}{4\times44}$$

$$m_2(CO_2)=\frac{88}{29}\times m(C_4H_{10})$$

Como a massa total de CO_2 produzida foi de 17,6 g, podemos escrever nossa segunda equação:

$$\frac{11}{4}\times m(CH_4)+\frac{88}{29}\times m(C_4H_{10})=17{,}6\quad\text{(II)}$$

Resolvendo o sistema de equações (I) e (II), obtemos:

$m(CH_4)$ = 3,20 g e $m(C_4H_{10})$ = 2,90 g

Calculamos as percentagens:

$$\%(CH_4)=\frac{3{,}20}{6{,}10}\times100\%=52{,}46\%\qquad\%(C_4H_{10})=47{,}54\%$$

17. A massa da mistura de etano e ciclopropano é 8,8 g. Podemos escrever então a equação natural:

$$m(C_2H_6)+m(C_3H_6)=8{,}8\quad\text{(I)}$$

As equações de combustão podem ser escritas:

$$2\,C_2H_6+7\,O_2\rightarrow4\,CO_2+6\,H_2O$$
$$2\,C_3H_6+9\,O_2\rightarrow6\,CO_2+6\,H_2O$$

Chamando de $n_1(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado na combustão do etano, de $n_2(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado na combustão do ciclopropano, e de V ao volume de CO_2 formado, podemos tirar várias relações. As equações de combustão nos mostram que:

$$\frac{n(C_2H_6)}{2}=\frac{n_1(CO_2)}{4}\Rightarrow n_1(CO_2)=2\,n(C_2H_6)$$

$$\frac{n(C_3H_6)}{2}=\frac{n_2(CO_2)}{6}\Rightarrow n_2(CO_2)=3\,n(C_3H_6)$$

$$n_1(CO_2)+n_2(CO_2)=n(CO_2)\Rightarrow 2\,n(C_2H_6)+3\,n(C_3H_6)=n(CO_2)$$

$$2\frac{m(C_2H_6)}{MM(C_2H_6)}+3\frac{m(C_3H_6)}{MM(C_3H_6)}=\frac{V(CO_2)}{VM}$$

Aplicando valores numéricos, obtemos a segunda equação para resolver o problema:

$$2\frac{m(C_2H_6)}{30}+3\frac{m(C_3H_6)}{42}=\frac{13,44}{22,4}$$

$\frac{m(C_2H_6)}{15}+\frac{m(C_3H_6)}{14}=0,60$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $m(C_2H_6) = 6,0$ g e $m(C_3H_6) = 2,8$ g. As percentagens são:

$$\%(C_2H_6)=\frac{6,0}{8,8}\times 100\%=68,18\% \qquad \%(C_3H_6)=31,82\%$$

18. As equações que mostram a obtenção dos produtos de cloração são:

$$CH_4 + 3\,C\ell_2 \rightarrow CHC\ell_3 + 3\,HC\ell$$

$$CH_4 + 4\,C\ell_2 \rightarrow CC\ell_4 + 4\,HC\ell$$

Vamos transformar os 8,96 L (CNTP) de CH_4 em número de mols:

$$n(CH_4)=\frac{V(CH_4)}{VM}=\frac{8,96}{22,4}\,mol=0,40\,mol$$

Chamando de $n_1(CH_4)$ ao número de mols de CH_4 que se transformaram em $CHC\ell_3$, e de $n_2(CH_4)$ ao número de mols de CH_4 que se transformaram em $CC\ell_4$, compomos a primeira equação do nosso problema:

$n_1(CH_4) + n_2(CH_4) = 0,4$	(I)

As equações de cloração nos mostram que $n_1(CH_4) = n(CHC\ell_3)$ e que $n_2(CH_4) = n(CC\ell_4)$. Assim, a massa da mistura de clorofórmio e tetracloreto de carbono (m = 54,7) g pode ser assim obtida:

$$m(CHC\ell_3) + m(CC\ell_4) = m$$

$$n(CHC\ell_3) \times MM(CHC\ell_3) + n(CC\ell_4) \times mM(CC\ell_4) = m$$

$$n_1(CH_4) \times MM(CHC\ell_3) + n_2(CH_4) \times MM(CC\ell_4) = m$$

Aplicando valores numéricos, compomos a segunda equação do nosso problema:

$n_1(CH_4) \times 119,5 + n_2(CH_4) \times 154 = 54,7$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos $n_1(CH_4) = 0,20$ mol e $n_2(CH_4) = 0,20$ mol. Assim, a massa de clorofórmio obtida é:

$$m(CHC\ell_3) = n_1(CH_4) \times 119,5 = 0,2 \times 119,5\ g = 23,90\ g$$

Calculando a percentagem de clorofórmio, temos:

$$\%(CHC\ell_3)=\frac{23,90}{54,7}\times 100\%=43,69\%$$

Clorofórmio é um líquido incolor e volátil. Anestésico, é muito tóxico se ingerido ou seus vapores aspirados. Pode ser fatal se for aspirado ou inalado. Pelo fato de causar desordens coronárias, foi sendo abandonado pelos médicos, e substituido por outros analgésicos mais eficazes. Pode ser fatal se for aspirado ou inalado.

19. Como a massa da liga é 24,6 g, podemos escrever a equação natural:

$m(Na) + m(K) = 24,6$	(I)

As equações de combustão são:

$$2\,Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

Estas equações mostram que:

$$\frac{n(Na)}{2}=n(Na_2O_2) \qquad n(K)=n(KO_2)$$

Chamando de $m_2 = 42,2$ g a massa dos produtos de combustão, podemos escrever $m(Na_2O_2) + m(KO_2) = m_2$. Logo:

$$n(Na_2O_2) \times MM(Na_2O_2) + n(KO_2) \times MM(KO_2) = m_2$$

$$\frac{n(Na)}{2}\times MM(Na_2O_2)+n(K)\times MM(KO_2)=m_2$$

$$\frac{m(Na)}{2\times MM(Na)}\times MM(Na_2O_2)+\frac{m(K)}{MM(K)}\times MM(KO_2)=m_2$$

Aplicando valores numéricos, teremos a segunda equação para resolução do nosso problema:

$\frac{m(Na)}{2\times 23}\cdot 78+\frac{m(K)}{39}\times 71=42,2$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $m(Na) = 20,70$ g. Calculamos então as percentagens:

$$\%(Na)=\frac{20,70}{24,6}\times 100\%=84,15\% \qquad \%(K)=15,85\%$$

20. As reações que ocorrem são:

$$Na + \tfrac{1}{2} H_2 \rightarrow NaH$$
$$K + \tfrac{1}{2} H_2 \rightarrow KH$$

Aplicando Lavoisier:

$$\sum(\text{massas dos reagentes}) = \sum(\text{massas dos produtos})$$

Logo:

$$\underbrace{m(Na) + m(K)}_{0,85\,g} + m(H_2) = \underbrace{m(NaH) + m(KH)}_{0,88\,g}$$

Assim, $m(H_2)$ = (0,88 – 0,85) g = 0,03 g. Podemos então escrever:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{MM(H_2)} = \frac{V(H_2)}{VM} \Rightarrow \frac{0,03}{2} = \frac{V(H_2)}{22,4} \Rightarrow V(H_2) = \frac{0,03 \times 22,4}{2} = 0,336\,L$$

Para uma melhor resposta, $V(H_2)$ = 0,336 L = 336 mL.

21. Escrevemos as equações das reações de redução dos óxidos com o hidrogênio:

$$MoO_3 + 3\,H_2 \rightarrow Mo + 3\,H_2O$$
$$WO_3 + 3\,H_2 \rightarrow W + 3\,H_2O$$

A massa da mistura de óxidos é MoO_3 e WO_3 é 155,6 g, e a massa da mistura de metais é 105,2 g. Assim:

$$m(MoO_3) + m(WO_3) = 155,6 \Rightarrow m(MoO_3) = 155,6 - m(WO_3)$$
$$m(Mo) + m(W) = 105,2 \Rightarrow m(Mo) = 105,2 - m(W)$$

Determinamos os números de mols:

$$n(MoO_3) = \frac{m(MoO_3)}{MM(MoO_3)} \Rightarrow n(MoO_3) = \frac{155,6 - m(WO_3)}{144}$$

$$n(Mo) = \frac{m(Mo)}{MM(Mo)} \Rightarrow n(Mo) = \frac{105,2 - m(W)}{96}$$

$$n(WO_3) = \frac{m(WO_3)}{MM(WO_3)} \Rightarrow n(WO_3) = \frac{m(WO_3)}{232}$$

$$n(W) = \frac{m(W)}{MM(W)} \Rightarrow n(W) = \frac{m(W)}{184}$$

Das equações das reações de redução, se infere:

$$n(MoO_3) = n(Mo) \text{ e } n(WO_3) = n(W)$$

Obtemos então o sistema de equações (I) e (II), que resolve nosso problema:

$\frac{155,6 - m(WO_3)}{144} = \frac{105,2 - m(W)}{96}$	(I)
$\frac{m(WO_3)}{232} = \frac{m(W)}{184}$	(II)

Ao resolver o sistema de equações (I) e (II), encontramos m(W) = 9,20 g. Calculamos então m(Mo) = 96,00 g. Calculamos as quantidades de matéria dos metais:

$$n(Mo) = \frac{m(Mo)}{MM(Mo)} = \frac{96,00}{96}\,mol = 1,00\,mol$$

$$n(W) = \frac{m(W)}{MM(W)} = \frac{9,20}{184}\,mol = 0,05\,mol$$

As equações das reações de redução dos óxidos nos mostram que, em ambos os casos, $n(H_2) = 3 \times n(\text{metal})$. Assim, $n(H_2) = 3 \times (1,00 + 0,05)$ mol = 3,15 mol.
Assim, o volume CNTP de H_2 que participou da reação é de 3,15 × 22,4 L = 70,56 L.

22. Durante o aquecimento do etanol (é necessário acrescentar uma quantidade catalítica de ácido sulfúrico) são possíveis as seguintes reações:

$$C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$$

eteno

$$2\ C_2H_5OH \longrightarrow H_5C_2{-}O{-}C_2H_5 + H_2O$$

etoxietano

Deste modo, as duas substâncias orgânicas obtidas são o eteno e o etoxietano.
Como a massa de etanol que reage é 23 g, e a soma das massas das substâncias orgânicas obtidas é 17,6 g, estabelecemos:

massa de etanol que forma eteno: x
massa de etanol que forma etoxietano: 23 – x
massa de eteno produzida: y
massa de etoxietano produzida: 17,6 – y

Estabelecemos os números de mols de cada substância:

etanol que forma eteno: $\frac{x}{46}$

etanol que forma etoxietano: $\frac{23 - x}{46}$

eteno: $\frac{y}{28}$

etoxietano: $\frac{17,6 - y}{74}$

A equação de formação do eteno nos fornece:

$$n(\text{etanol}) = n(\text{eteno})$$

Eis então a primeira equação do sistema de duas equações e duas incógnitas que resolverá nosso problema:

$$\frac{x}{46}=\frac{y}{28} \quad \text{(I)}$$

A equação de formação do etoxietano nos fornece:

$$\frac{n(\text{etanol})}{2}=n(\text{etoxietano})$$

Eis então a segunda equação do sistema:

$$\frac{23-x}{2\times 46}=\frac{17{,}6-y}{74} \quad \text{(II)}$$

Resolvendo, obtemos y = 2,80 g. Ou seja, m(eteno) = 2,80 g. Calculamos então as percentagens:

$$\%(\text{eteno})=\frac{2{,}80}{17{,}6}\times 100\%=15{,}91\% \qquad \%(\text{etoxietano})=84{,}09\%$$

23. As equações das reações dos álcoois com sódio são:

$$2\ CH_3OH + 2\ Na \rightarrow 2\ CH_3ONa + H_2$$
$$2\ C_2H_5OH + 2\ Na \rightarrow 2\ C_2H_5ONa + H_2$$

Como a massa da mistura de álcoois é 11 g, a equação natural é

$$m(\text{metanol}) + m(\text{etanol}) = 11 \quad \text{(I)}$$

Vamos transformar o volume de hidrogênio em número de mols:

$$n(H_2)=\frac{V}{VM}=\frac{3{,}36}{22{,}4}\text{ mol}=0{,}15\text{ mol}$$

Este é o número de mols total de hidrogênio produzido. As equações das reações dos álcoois com o sódio mostram que:

$$\frac{n(\text{álcool})}{2}=n(H_2)\Rightarrow n(\text{álcool})=2\times n(H_2)$$

Esta relação nos fornecerá a segunda equação que precisamos para resolver o problema:

$$n(\text{metanol}) + n(\text{etanol}) = 2 \times n(H_2)$$

$$\frac{m(\text{metanol})}{32}+\frac{m(\text{etanol})}{46}=0{,}30 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos m(etanol) = 4,60 g e m(metanol) = 6,40 g.

Determinamos as percentagens:

$$\%(\text{metanol})=\frac{6{,}40}{11}\times 100\%=58{,}18\% \qquad \%(\text{etanol})=41{,}82\%$$

24. Ácido palmítico é o ácido hexadecanóico, $C_{16}H_{32}O_2$, e o ácido esteárico é o ácido octadecanóico, $C_{18}H_{36}O_2$. Vamos representá-los por HPa e HEs. Assim, o palmitato de sódio e o estearato de sódio serão representados por NaPa e NaEs. As massas

molares são:

MM(HPa) = 256 g/mol MM(HEs) = 284 g/mol

MM(NaPa) = 278 g/mol MM(NaEs) = 306 g/mol

As massas fornecidas são a massa da mistura de ácidos, 106,6 g, e a massa da mistura de sais, 115,4 g. Montamos a primeira equação:

$$m(\text{HPa}) + m(\text{HEs}) = 106{,}6 \quad \text{(I)}$$

As equações das reações de neutralização são:

$$HPa + NaOH \rightarrow NaPa + H_2O$$
$$HEs + NaOH \rightarrow NaEs + H_2O$$

Elas nos mostram que n(HPa) = n(NaPa) e que n(HEs) = n(NaEs).

$$m(\text{NaPa}) + m(\text{NaEs}) = 115{,}4$$
$$m(\text{NaPa}) = n(\text{NaPa}) \times MM\ (\text{NaPa})$$
$$m(\text{NaPa}) = n(\text{HPa}) \times MM\ (\text{NaPa})$$

$$m(\text{NaPa})=\frac{m(\text{HPa})}{MM(\text{HPa})}\times MM(\text{NaPa})\Rightarrow m(\text{NaPa})=\frac{m(\text{HPa})}{256}\times 278$$

$$m(\text{NaEs}) = n(\text{NaEs}) \times MM\ (\text{NaEs})$$
$$m(\text{NaEs}) = n(\text{HEs}) \times MM\ (\text{NaEs})$$

$$m(\text{NaEs})=\frac{m(\text{HEs})}{MM(\text{HEs})}\times MM(\text{NaEs})\Rightarrow m(\text{NaEs})=\frac{m(\text{HEs})}{284}\times 306$$

Obtemos então a segunda equação para o sistema:

$$\frac{m(\text{HPa})}{256}\times 278+\frac{m(\text{HEs})}{284}\times 306=115{,}4 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos m(HEs) = 42,60 g, e m(HPa) = 64,00 g. Calculamos então as percentagens:

$$\%(\text{HPa})=\frac{64{,}00}{106{,}6}\times 100\%=60{,}04\% \qquad \%(\text{HEs})=39{,}96\%$$

Ácidos graxos são ácidos monocarboxílicos de cadeia normal que apresentam o grupo carboxila (–COOH) ligado a uma cadeia alquílica longa, saturada ou insaturada. A maioria dos ácidos graxos apresenta moléculas com número par de átomos de carbono. Existem ácidos graxos "ímpares", apesar de mais raros.

25. A massa total das aminas é 10,7 g, logo podemos escrever:

$$m(CH_3NH_2) + m(C_2H_5NH_2) = 10{,}7 \quad \text{(I)}$$

As equações de combustão das aminas são:

$$2\ CH_3NH_2 + 9/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 5\ H_2O + N_2$$
$$2\ C_2H_5NH_2 + 15/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 7\ H_2O + N_2$$

Estas equações nos mostram que:

$$\frac{n(CH_3NH_2)}{2} = n(N_2) \qquad \frac{n(C_2H_5NH_2)}{2} = n(N_2)$$

Vamos transformar o volume de N_2 produzido em número de mols:

$$n(N_2) = \frac{V(N_2)}{VM} = \frac{3,36}{22,4}\,mol = 0,15\,mol$$

Chamando de $n_1(N_2)$ e $n_2(N_2)$ ao número de mols de N_2 produzidos na combustão da metilamina e da etilamina, respectivamente, a equação natural é:

$$n_1(N_2) + n_2(N_2) = n(N_2)$$

Assim, podemos escrever:

$$\frac{n(CH_3NH_2)}{2} + \frac{n(C_2H_5NH_2)}{2} = n(N_2) \Rightarrow \frac{m(CH_3NH_2)}{2 \times MM(CH_3NH_2)} + \frac{m(C_2H_5NH_2)}{2 \times MM(C_2H_5NH_2)} = n(N_2)$$

Substituindo valores numéricos, temos:

$$\frac{m(CH_3NH_2)}{2 \times 31} + \frac{m(C_2H_5NH_2)}{2 \times 45} = 0,15 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos:

$m(C_2H_5NH_2) = 4,50$ g e $m(CH_3NH_2) = 6,20$ g

Calculamos então as percentagens:

$$\%(CH_3NH_2) = \frac{6,20}{10,7} \times 100\% = 57,94\% \qquad \%(C_2H_5NH_2) = 42,06\%$$

26. Usamos a soma das massas das aminas para escrever a primeira equação do sistema:

$$m(C_2H_5NH_2) + m((C_2H_5)_2NH) = 26,4 \quad \text{(I)}$$

As equações das reações de formação dos sais cloreto de etilamônio e cloreto de dietilamônio são:

$$C_2H_5NH_2 + HC\ell \rightarrow C_2H_5NH_3^+C\ell^-$$

$$(C_2H_5)_2NH + HC\ell \rightarrow (C_2H_5)_2NH_2^+C\ell^-$$

Elas nos mostram que $n(C_2H_5NH_2) = n(C_2H_5NH_3C\ell)$ e também que $n((C_2H_5)_2NH) = n((C_2H_5)_2NH_2C\ell)$. Desenvolvemos então a partir da soma das massas dos sais:

$$m(C_2H_5NH_3C\ell) + m((C_2H_5)_2NH_2C\ell) = 41$$

$$n(C_2H_5NH_3C\ell) \times MM(C_2H_5NH_3C\ell) + n((C_2H_5)_2NH_2C\ell) \times MM((C_2H_5)_2NH_2C\ell) = 41$$

$$n(C_2H_5NH_2) \times MM(C_2H_5NH_3C\ell) + n((C_2H_5)_2NH) \times MM((C_2H_5)_2NH_2C\ell) = 41$$

$$\frac{m(C_2H_5NH_2)}{MM(C_2H_5NH_2)} \times MM(C_2H_5NH_3C\ell) + \frac{m((C_2H_5)_2NH)}{MM((C_2H_5)_2NH)} \times MM((C_2H_5)_2NH_2C\ell) = 41$$

Substituindo valores numéricos, temos a segunda equação do sistema:

$$\frac{m(C_2H_5NH_2)}{45} \times 81,5 + \frac{m((C_2H_5)_2NH)}{73} \times 109,5 = 41 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $m(C_2H_5NH_2) = 4,50$ g e $m((C_2H_5)_2NH) = 21,90$ g. Logo, podemos calcular a percentagem em massa:

$$\%(C_2H_5NH_2) = \frac{4,50}{26,4} \times 100\% = 17,05\% \qquad \%((C_2H_5)_2NH) = 82,95\%$$

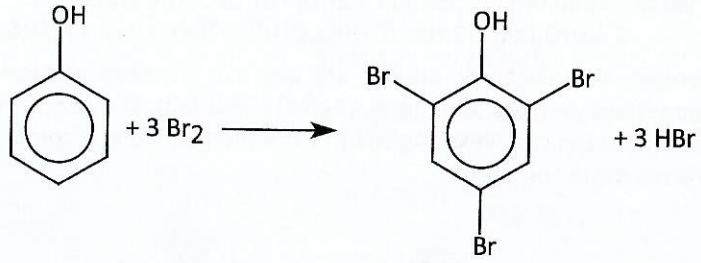
Lembrete: *Jamais esquecer que as aminas são básicas! Logo, reagem com ácidos inorgânicos fortes produzindo sais de amônio substituídos, como o cloreto de etilamônio e o cloreto de dietilamônio deste problema cabuloso.*

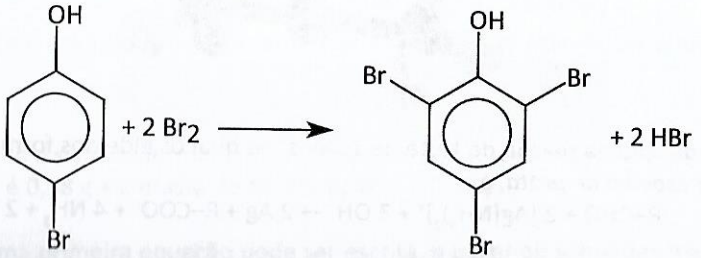
27. Chamando de x e de y as massas de fenol e de 4-bromofenol, respectivamente, podemos escrever:

$$x + y = 4,4 \quad \text{(II)}$$

As equações das reações de bromação são (se há excesso de bromo, a bromação é completa):

Lembrete: *Os fenóis são dos poucos compostos aromáticos que permitem a halogenação aromática eletrofílica sem um catalisador. A hidroxila fenólica é um orientador orto-para.*





Estas equações nos mostram que n(fenol) = n(2,4,6-tribromofenol) e também que n(4-bromofenol) = n(2,4,6-tribromofenol).

Por outro lado, chamando de m_1 e de m_2 as massas de 2,4,6-tribromofenol produzi-

das, respectivamente, a partir de fenol e de 4-bromofenol, temos:

$$m_1 + m_2 = 9{,}93\ g$$

Chamando de n_1 e de n_2 ao número de mols de 2,4,6-tribromofenol produzidos, respectivamente, a partir de fenol e de 4-bromofenol, e de M a massa molar do 2,4,6-tribromofenol, podemos escrever que:

$$(n_1 + n_2) \times M = 9{,}93$$

$$(n(\text{fenol}) + n(\text{4-bromofenol}) \times M = 9{,}93$$

$$\left(\frac{m(\text{fenol})}{MM(\text{fenol})} + \frac{m(\text{4-bromofenolfenol})}{MM(\text{4-bromofenolfenol})}\right) \times M = 9{,}93$$

Substituindo valores, obtemos a segunda equação que vai resolver nosso problema:

$$\left(\frac{x}{94} + \frac{y}{173}\right) \times 331 = 9{,}93 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos y = 3,46 g. Logo, podemos calcular a percentagem de 4-bromofenol:

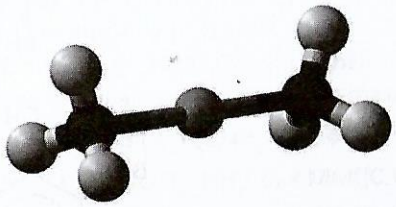
$$\%(\text{4-bromofenol}) = \frac{3{,}46}{4{,}4} \times 100\% = 78{,}64\%$$

28. O processo completo de preparação do reagente de Tollens é:

- A uma solução de nitrato de prata, adicione gotas de hidróxido de sódio diluído. Vai se formar um precipitado marrom de óxido de prata:

$$2\ AgNO_3(aq) + 2\ NaOH \rightarrow Ag_2O(s) + 2\ NaNO_3(aq) + H_2O(\ell)$$

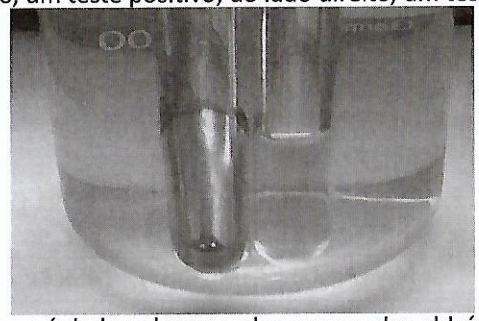
- Acrescenta-se solução de amônia até que o precipitado se disolva. Temos então nitrato de prata amoniacal, $[Ag(NH_3)_2]NO_3(aq)$. O que nos importa é a presença do íon complexo $[Ag(NH_3)_2]^+$. Um modelo ajuda a compreensão da estrutura deste complexo:



- A equação da reação do teste de Tollens, no qual os aldeídos formam o célebre *espelho de prata*, é:

$$R{-}CHO + 2\ [Ag(NH_3)_2]^+ + 3\ OH^- \rightarrow 2\ Ag + R{-}COO^- + 4\ NH_3 + 2\ H_2O$$

- Do lado esquerdo, um teste positivo; do lado direito, um teste negativo:



Uma primeira equação nos é dada pela soma das massas dos aldeídos:

$$m(C_3H_6O) + m(C_4H_8O) = 1{,}3 \quad \text{(I)}$$

Repetimos aqui a equação de formação do espelho de prata:

$$R{-}CHO + 2\ [Ag(NH_3)_2]^+ + 3\ OH^- \rightarrow 2\ Ag + R{-}COO^- + 4\ NH_3 + 2\ H_2O$$

Essa equação nos mostra que:

$$n(R-CHO) = \frac{n(Ag)}{2}$$

Vamos chamar de $m_1(Ag)$, $n_1(Ag)$, $m_2(Ag)$ e $n_2(Ag)$ as massas e os números de mols de prata formados a partir de propanal e do metilpropanal, respectivamente. Assim:

$$m_1(Ag) + m_2(Ag) = 4{,}32$$

$$\frac{m_1(Ag)}{MM(Ag)} + \frac{m_2(Ag)}{MM(Ag)} = \frac{4{,}32}{MM(Ag)}$$

$$n_1(Ag) + n_2(Ag) = \frac{4{,}32}{MM(Ag)}$$

$$2 \times n(C_3H_6O) + 2 \times n(C_4H_8O) = \frac{4{,}32}{MM(Ag)}$$

$$2 \times \frac{m(C_3H_6O)}{MM(C_3H_6O)} + 2 \times \frac{m(C_4H_8O)}{MM(C_4H_8O)} = \frac{4{,}32}{MM(Ag)}$$

Substituindo valores numéricos, obtemos a segunda equação do sistema:

$$2 \times \frac{m(C_3H_6O)}{58} + 2 \times \frac{m(C_4H_8O)}{72} = \frac{4{,}32}{108} \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), encontramos que a massa de propanal é 0,58 g e a massa de metilpropanal é 0,72 g.

29. Uma primeira equação pode ser escrita, a partir da soma das massas dos aldeídos:

$$m(C_2H_4O) + m(C_4H_8O) = 1{,}88 \quad \text{(I)}$$

O caminho reacional envolve as seguintes proporções (consulte o problema cabuloso

anterior):

$$Ag_2O \quad - \quad 2\,Ag[NH_3]_2^+ \quad - \quad R\text{–}CHO$$

Assim, podemos estabelecer que $n(Ag_2O) = n(R\text{–}CHO)$.

Vamos chamar de $m_1(Ag_2O)$, $n_1(Ag_2O)$, $m_2(Ag_2O)$ e $n_2(Ag_2O)$ as massas e os números de mols de Ag_2O que geraram o $Ag[NH_3]_2^+$ que oxidou o etanal e o butanal, respectivamente. Assim, podemos escrever:

$$m_1(Ag_2O) + m_2(Ag_2O) = 6{,}96$$

$$\frac{m_1(Ag_2O)}{MM(Ag_2O)} + \frac{m_2(Ag_2O)}{MM(Ag_2O)} = \frac{6{,}96}{MM(Ag_2O)}$$

$$n_1(Ag_2O) + n_2(Ag_2O) = \frac{6{,}96}{MM(Ag_2O)}$$

$$n(C_2H_4O) + n(C_4H_8O) = \frac{6{,}96}{MM(Ag_2O)}$$

$$\frac{m(C_2H_4O)}{MM(C_2H_4O)} + \frac{m(C_4H_8O)}{MM(C_4H_8O)} = \frac{6{,}96}{MM(Ag_2O)}$$

Substituindo valores numéricos, obtemos a segunda equação para o sistema:

$$\frac{m(C_2H_4O)}{44} + \frac{m(C_4H_8O)}{72} = \frac{6{,}96}{232} \qquad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos $m(C_2H_4O) = 0{,}44$ g e $m(C_4H_8O) = 1{,}44$ g. Assim, podemos calcular a percentagem em massa de etanal:

$$\%(C_2H_4O) = \frac{0{,}44}{1{,}88} \times 100\% = 23{,}40\% \qquad \%(C_4H_8O) = 76{,}60\%$$

30. Uma primeira equação pode ser escrita, a partir da soma das massas dos álcoois:

$$m(CH_3OH) + m(C_2H_5OH) = 11 \qquad \text{(I)}$$

É difícil impedir que a oxidação de um álcool primário produza ácido carboxílico. Uma das técnicas para obter aldeídos é trabalhar com CuO ou com Cu + O_2 (do ar). CuO é o óxido negro de cobre (Cu_2O é vermelho).

As equações das reações que ocorrem são:

$$CH_3OH + CuO \rightarrow Cu + H_2O + CH_2O$$

$$C_2H_5OH + CuO \rightarrow Cu + H_2O + C_2H_4O$$

Estas equações mostram que n(álcool) = n(CuO).

Sejam $m_1(CuO)$, $n_1(CuO)$, $m_2(CuO)$, e $n_2(CuO)$ as massas e os números de mols de CuO que reagiram com o metanol e o etanol, respectivamente. Podemos então escrever:

$$m_1(CuO) + m_2(CuO) = 32 - 8{,}15 = 23{,}85$$

$$\frac{m_1(CuO)}{MM(CuO)} + \frac{m_2(CuO)}{MM(CuO)} = \frac{23{,}85}{MM(CuO)}$$

$$n_1(CuO) + n_2(CuO) = \frac{23{,}85}{MM(CuO)}$$

$$n(CH_3OH) + n(C_2H_5OH) = \frac{23{,}85}{MM(CuO)}$$

$$\frac{m(CH_3OH)}{MM(CH_3OH)} + \frac{m(C_2H_5OH)}{MM(C_2H_5OH)} = \frac{23{,}85}{MM(CuO)}$$

Substituindo valores numéricos, obtemos a segunda equação necessária:

$$\frac{m(CH_3OH)}{32} + \frac{m(C_2H_5OH)}{46} = \frac{23{,}85}{79{,}5} \qquad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $m(CH_3OH) = 6{,}40$ g e $m(C_2H_5OH) = 4{,}60$ g. Logo:

$$\%(CH_3OH) = \frac{6{,}40}{11} \times 100\% = 58{,}18\%$$

31. Uma primeira equação nos é fornecida pelas massas dos aldeídos:

$$m(C_3H_6O) + m(C_2H_4O) = 19 \qquad \text{(I)}$$

As equações das reações de hidrogenação são:

$$C_2H_5CHO + H_2 \rightarrow C_2H_5CH_2OH$$

$$CH_3CHO + H_2 \rightarrow CH_3CH_2OH$$

Elas mostram que n(aldeído) = n(álcool). Para chegarmos até a outra equação para compor o sistema, escrevemos:

$$m(C_3H_8O) + m(C_2H_6O) = 19{,}8$$

$$n(C_3H_8O) \times MM(C_3H_8O) + n(C_2H_6O) \times MM(C_2H_6O) = 19{,}8$$

$$n(C_3H_6O) \times MM(C_3H_8O) + n(C_2H_4O) \times MM(C_2H_6O) = 19{,}8$$

$$\frac{m(C_3H_6O)}{MM(C_3H_6O)} \times MM(C_3H_8O) + \frac{m(C_2H_4O)}{MM(C_2H_4O)} \times MM(C_2H_6O) = 19{,}8$$

Substituindo valores numéricos, obtemos a segunda equação do sistema:

$$\frac{m(C_3H_6O)}{58} \times 60 + \frac{m(C_2H_4O)}{44} \times 46 = 19{,}8 \qquad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos que a massa de propanal é 5,80 g.

32. A massa das substâncias dissolvidas na alíquota da solução é:

$$\frac{22}{100}\times 20\text{ g} = 4{,}4\text{ g}$$

Assim, criamos a primeira equação do sistema:

$m(NaC\ell) + m(NaBr) = 4{,}4$	(I)

Passando-se cloro através da solução tem lugar a seguinte reação:

$$2\ NaBr + C\ell_2 \rightarrow Br_2 + 2\ NaC\ell$$

Esta equação nos mostra que que n(NaBr) = n(NaCℓ). Chamaremos de m'(NaCℓ) à massa de cloreto de sódio formado por reação a partir do cloreto de bromo, e calculamos:

$$\frac{m(NaBr)}{MM(NaBr)} = \frac{m'(NaC\ell)}{MM(NaC\ell)} \Rightarrow m'(NaC\ell) = \frac{MM(NaC\ell)}{MM(NaBr)}\times m(NaBr)$$

$$m'(NaC\ell) = \frac{58{,}5}{103}\times m(NaBr)$$

Quando se levam a cabo a concentração por evaporação da solução e a calcinação do resíduo, eliminam-se a água, o cloro e o bromo. O resíduo seco é cloreto de sódio, cuja massa é a soma das massas do cloreto de sódio inicial e do cloreto de sódio obtido como resultado da reação:

$m(NaC\ell) + \frac{58{,}5}{103}\times m(NaBr) = 3{,}51$	(II)

Ao resolver o sistema de equações (I) e (II), achamos que a massa de NaCℓ é 2,34 g e a massa de NaBr é 2,06 g.

Assim, calculamos as percentagens em massa de cloreto de sódio e de brometo de sódio na solução:

$$\%(NaC\ell) = \frac{2{,}34}{20}\times 100\% = 11{,}70\% \qquad \%(NaBr) = (22 - 11{,}70)\% = 10{,}30\%$$

33. Só há uma reação de precipitação:

$$H_2SO_4 + BaC\ell_2 \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ HC\ell$$

Lembrete: *Sulfato de bário ($BaSO_4$) é um sólido, branco cristalino, praticamente insolúvel em H_2O: 0,0002448 g/100 mL a 20 °C. Por outro lado, nitratos são solúveis. Assim, não há formação de nitrato de bário, $Ba(NO_3)_2$.*

Esta reação nos mostra que $n(H_2SO_4) = n(BaSO_4)$. Assim, podemos escrever:

$$\frac{m(H_2SO_4)}{MM(H_2SO_4)} = \frac{m(BaSO_4)}{MM(BaSO_4)} \Rightarrow m(H_2SO_4) = \frac{m(BaSO_4)}{MM(BaSO_4)}\times MM(H_2SO_4)$$

Substituindo valores numéricos, temos:

$$m(H_2SO_4) = \frac{9{,}32}{233}\times 98\text{ g} = 3{,}92\text{ g}$$

Logo, a percentagem em massa de H_2SO_4 na solução inicial é:

$$\%(H_2SO_4) = \frac{3{,}92}{40}\times 100\% = 9{,}80\%$$

As reações de neutralização são:

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$
$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

Podemos calcular a massa de H_2SO_4 na segunda alíquota (a de 20 g):

$$m(H_2SO_4) = \frac{9{,}8}{100}\times 20\text{ g} = 1{,}96\text{ g}$$

A massa de NaOH que neutraliza esta massa de H_2SO_4 pode ser calculada:

$$n(H_2SO_4) = \frac{n(NaOH)}{2} \Rightarrow \frac{m(H_2SO_4)}{MM(H_2SO_4)} = \frac{m(NaOH)}{2\times MM(NaOH)}$$

$$\frac{1{,}96}{98} = \frac{m(NaOH)}{2\times 40} \Rightarrow m(NaOH) = 1{,}60\text{ g}$$

A massa total da solução neutralizadora pode ser calculada usando-se o volume e a densidade:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d\times V = 1{,}2\text{ g/mL}\times 14\text{ mL} = 16{,}80\text{ g}$$

Podemos calcular a massa de NaOH na solução neutralizadora, usando a percentagem:

$$m(NaOH) = \frac{18}{100}\times 16{,}80\text{ g} = 3{,}02\text{ g}$$

Assim, a massa de NaOH que irá neutralizar o HNO_3 é (3,02 – 1,60) g = 1,42 g .

Como, pela reação de neutralização, n(NaOH) = $n(HNO_3)$, podemos escrever:

$$\frac{m(HNO_3)}{MM(HNO_3)} = \frac{m(NaOH)}{MM(NaOH)} \Rightarrow \frac{m(HNO_3)}{63} = \frac{1{,}42}{40} \Rightarrow m(HNO_3) = 2{,}24\text{ g}$$

Calculamos então a percentagem em massa de HNO_3 na solução:

$$\%(HNO_3) = \frac{2{,}24}{20}\times 100\% = 11{,}21\%$$

34. Usando a soma das massas de ferro e de alumínio, podemos escrever a primeira equação do sistema que resolverá o problema:

$m(Fe) + m(A\ell) = 16{,}6$	(I)

As equações das reações que ocorrem são:

$$Fe + 2\,HC\ell \rightarrow FeC\ell_2 + H_2$$
$$2\,A\ell + 6\,HC\ell \rightarrow 2\,A\ell C\ell_3 + 3\,H_2$$

Vamos chamar de $n_1(H_2)$ ao número de mols de H_2 produzidos a partir do ferro, $n_2(H_2)$ ao número de mols de H_2 produzidos a partir do alumínio, e de $n(H_2)$ ao número de mols de H_2 total. Naturalmente: $n_1(H_2) + n_2(H_2) = n(H_2)$.

As equações das reações nos mostram:

$$n(Fe) = n_1(H_2) \qquad \frac{n(A\ell)}{2} = \frac{n_2(H_2)}{3}$$

Assim, a equação que liga os números de mols torna-se:

$$n(Fe) + \frac{3 \times n(A\ell)}{2} = n(H_2)$$

Os dados sobre o H_2 produzido nos permitem calcular o número de mols, usando Clapeyron:

$$n = \frac{p \times V}{R \times T} = \frac{112 \times 10{,}13}{8{,}314 \times 273}\,mol = 0{,}50\,mol$$

Podemos então escrever:

$$\frac{m(Fe)}{MM(Fe)} + \frac{3 \times m(A\ell)}{2 \times MM(A\ell)} = n(H_2)$$

Substituindo valores numéricos, temos a segunda equação do sistema:

$$\frac{m(Fe)}{56} + \frac{3 \times m(A\ell)}{2 \times 27} = 0{,}50 \qquad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema de equações (I) e (II), obtém-se que m(Fe) = 11,20 g. Assim, podemos calcular a percentagem de ferro na mistura:

$$\%Fe = \frac{11{,}20}{16{,}6} \times 100\% = 67{,}47\%$$

Para determinar o número de mols de HCℓ que deu origem ao H_2, basta ver que existe a relação 2 HCℓ:H_2 (observe que 6 HCℓ:3 H_2 é exatamente a mesma relação). Logo, o número de mols de HCℓ que participou da reação foi de 2 × 0,50 mol = 1,00 mol. Assim, a massa de HCℓ que participou da reação foi de 36,5 g. Como a solução apresenta 20% em massa, a massa da solução é:

$$m(\text{solução}) = \frac{100}{20} \times 36{,}5\,g = 182{,}50\,g$$

Para calcular o volume da solução, usamos a sua densidade (1,1 g/mL):

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{182{,}50}{1{,}1}\,mL = 165{,}91\,mL$$

35. Primeiramente, vamos esclarecer uma confusão comum com o termo *giz*. O

giz para escrever no quadro-negro é atualmente feito de sulfato de cálcio, $CaSO_4$. A palavra giz vem do latim *gypsum*, que também originou gesso, pelo grego *gýpsos*, ou pelo árabe *gibs* ou *jibs*. O gesso usado em ortopedia é o sulfato de cálcio hidratado, $2\,CaSO_4 \cdot H_2O$.

Também é chamado de giz um tipo de calcário formado de calcita, carbonato de cálcio, $CaCO_3$. Forma-se em condições de águas relativamente profundas a partir da acumulação gradual de minúsculas placas de calcita perdidas por microorganismos. As falésias brancas de Dover (White Cliffs of Dover) são constituídas por este tipo de giz. Estes penhascos atingem a 106 metros de altura. A imagem é impressionante.

Se no problema a percentagem das impurezas isentas de carbonatos é 3%, a percentagem de carbonatos nesta amostra de giz é 97%. Como os carbonatos são de cálcio e magnésio, podemos suspeitar de um calcário dolomítico, onde predomina o mineral dolomita, $CaMg(CO_3)_2$, no qual a proporção molar Ca:Mg é 1:1.

Usando a percentagem, calculamos a soma das massas de carbonatos:

$$\frac{97}{100} \times 51{,}98\,g = 50{,}42\,g$$

Usamos a soma das massas de $CaCO_3$ e $MgCO_3$ para estabelecer a primeira equação do sistema que resolverá o problema:

$$m(CaCO_3) + m(MgCO_3) = 50{,}42 \qquad \text{(I)}$$

As equações das reações que ocorrem são:

$$CaCO_3 + 2\,HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2(g)$$
$$MgCO_3 + 2\,HC\ell \rightarrow MgC\ell_2 + H_2O + CO_2(g)$$

Chamando de $n_1(CO_2)$ o número de mols de CO_2 formados a partir do carbonato de cálcio, de $n_2(CO_2)$ o número de mols de CO_2 formados a partir do carbonato de magnésio e de $n(CO_2)$ o número total de mols de CO_2, a equação natural é:

$$n_1(CO_2) + n_2(CO_2) = n(CO_2)$$

Das equações vemos que $n(CaCO_3) = n_1(CO_2)$ e $n(MgCO_3) = n_2(CO_2)$.

Desenvolvemos:

$$n(CaCO_3) + n(MgCO_3) = n(CO_2)$$
$$\frac{m(CaCO_3)}{MM(CaCO_3)} + \frac{m(MgCO_3)}{MM(MgCO_3)} = \frac{V(CO_2)}{VM}$$

Substituindo valores numéricos, obtemos a segunda equação para compor o sistema:

$$\frac{m(CaCO_3)}{100}+\frac{m(MgCO_3)}{84,3}=\frac{11,31}{22,4} \quad \text{(II)}$$

Resolvendo esta sistema de equações, obtemos $m(CaCO_3) = 50,04$ g. Calculamos então $m(MgCO_3) = 0,38$ g. Já que a quantidade de $CaCO_3$ é tão maior, **não** se trata de um calcário dolomítico. De toda forma, aqui vai uma imagem de um bonito cristal de dolomita:

A dolomita (assim denominada em homenagem ao geólogo francês Déodat de Dolomieu, 1750–1801) é um mineral de carbonato de cálcio e magnésio $CaMg(CO_3)_2$, muito abundante na natureza na forma de rochas dolomíticas. É utilizado como fonte de magnésio, sobretudo para a fabricação de materiais refratários. O mineral é de cor cinza com raias brancas, de brilho vítreo.

36. Vamos iniciar com alguns fatos a respeito do gás natural.

Lembrete: *O gás natural é uma mistura de hidrocarbonetos leves encontrada no subsolo, na qual o metano tem uma participação superior a 70 % em volume. A composição do gás natural pode variar bastante. O gás natural é um combustível fóssil e uma fonte de energia não-renovável.*

No Brasil, o gás natural comercializado deve estar de acordo com as sequintes especificações:

metano mínimo	85,0% mol
etano máximo	12,0% mol
inertes (N_2 + CO_2) máximo	6,0 % mol

Um reservatório de gás natural:

Como há 5% de impurezas não combustíveis, a soma dos volumes de metano e etano é:

$$\frac{95}{100}\times 200\,L = 190,00\,L$$

Assim, podemos escrever a primeira equação:

$$V(CH_4) + V(C_2H_6) = 190,00 \quad \text{(I)}$$

As equações das reações de combustão são:

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$
$$2\,C_2H_6 + 7\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Para obter uma segunda equação, vamos ressaltar o fato de que, quando gases são medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, as relações molares são também volumétricas. Chamaremos de $n_1(O_2)$ e $V_1(O_2)$ o número de mols e o volume de O_2 que queimou o metano, de $n_1(O_2)$ e $V_1(O_2)$ o número de mols e o volume de O_2 que queimou o etano, e de $V(O_2)$ o volume total de O_2.

As equações de combustão nos mostram:

$$n(CH_4)=\frac{n_1(O_2)}{2}\Rightarrow V_1(O_2)=2\times V(CH_4)$$

$$\frac{n(C_2H_6)}{2}=\frac{n_2(O_2)}{7}\Rightarrow V_2(O_2)=\frac{7\times V(C_2H_6)}{2}$$

$$V_1(O_2)+V_2(O_2)=V(O_2)$$

$$2\times V(CH_4)+\frac{7\times V(C_2H_6)}{2}=V(O_2)$$

Substituindo o valor numérico obtemos a segunda equação:

$$2\times V(CH_4)+\frac{7\times V(C_2H_6)}{2}=395,00 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $V(CH_4) = 180,00$ L e $V(C_2H_6) = 10,00$ L. Logo, as percentagens em volume de metano e etano são, respectivamente:

$$\%(CH_4)=\frac{180,00}{200}\times 100\% = 90,00\% \qquad \%(C_2H_6)=\frac{10,00}{200}\times 100\% = 5,00\%$$

37. As equações das reações de neutralização são:

$$HCOOH + NaOH \rightarrow HCOONa + H_2O$$
$$CH_3{-}COOH + NaOH \rightarrow CH_3{-}COONa + H_2O$$

Representando, por simplicidade, o ácido fórmico por HFo e o ácido acético por HAc, podemos escrever a equação natural das massas dos ácidos:

$$m(HFo) + m(HAc) = 8,3 \quad \text{(I)}$$

Chamando de m_1 e de n_1 a massa e o número de mols de NaOH que reagem com HFo, de m_2 e de n_2 a massa e o número de mols de NaOH que reagem com HAc, e de

m(NaOH) a massa total de NaOH, temos que:

$$m_1 + m_2 = m(NaOH)$$

As equações das reações de neutralização nos mostram que n(HFo) = n_1, e que n(HAc) = n_2. A massa total de NaOH pode ser calculada usando a percentagem em massa da solução:

$$m(NaOH) = \frac{15}{100} \times 40\,g = 6{,}00\,g$$

A massa m_1 pode ser escrita como $n_1 \times MM(NaOH)$, e a massa m_2 pode ser escrita como $n_2 \times MM(NaOH)$. Assim, desenvolvemos:

$$m_1 + m_2 = m(NaOH)$$

$$(n_1 + n_2) \times MM(NaOH) = m(NaOH)$$

$$(n(HFo) + n(HAc)) \times MM(NaOH) = m(NaOH)$$

$$\left(\frac{m(HFo)}{MM(HFo)} + \frac{m(HAc)}{MM(HAc)}\right) \times MM(NaOH) = m(NaOH)$$

Substituindo valores numéricos, temos a segunda equação que necessitamos:

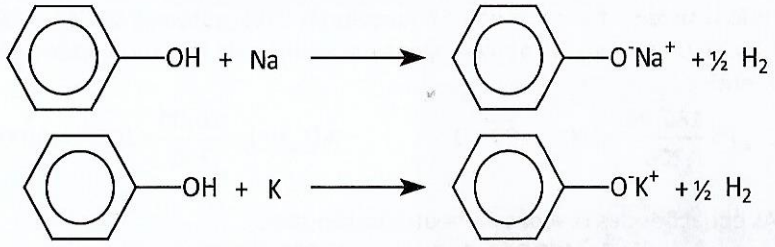
$$\left(\frac{m(HFo)}{46} + \frac{m(HAc)}{60}\right) \times 40 = 6{,}00 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), encontramos m(HFo) = 2,30 g e m(HAc) =6,00 g .

Assim, a percentagem em massa de HAc assim se calcula:

$$\%(HAc) = \frac{6{,}00}{8{,}3} \times 100\% = 72{,}29\%$$

38. As reações que ocorrem podem ser representadas pelas equações:



Vamos estabelecer como incógnitas os números de mols de Na e K, n(Na) e n(K). As seguintes relações são válidas:

$$n(C_6H_5OH) = n(Na) + n(K)$$

$$m(Na) = n(Na) \times MM(Na)$$

$$m(K) = n(K) \times MM(K)$$

Chamando de $n_1(H_2)$ ao número de mols de H_2 gerado a partir do Na, de $n_2(H_2)$ ao número de mols de H_2 gerado a partir do K, e de $n(H_2)$ ao número total de mols de H_2 gerado, as seguintes relações são válidas:

$$n(Na) = \frac{n_1(H_2)}{\frac{1}{2}} \Rightarrow n_1(H_2) = \frac{n(Na)}{2}$$

$$n(K) = \frac{n_2(H_2)}{\frac{1}{2}} \Rightarrow n_2(H_2) = \frac{n(K)}{2}$$

Como $n(H_2) = n_1(H_2) + n(H_2)$, temos:

$$n(H_2) = \frac{n(Na) + n(K)}{2}$$

Escrevemos m(Na) + m(K) = 12,3 g. Logo, n(Na) × MM(Na) + n(K) × MM(K) = 12,3 g. Substituindo valores numéricos, temos a primeira equação do sistema:

$$n(Na) \times 23 + n(K) \times 39 = 12{,}3 \quad \text{(I)}$$

Ainda, n(Na) + n(K) = $n(C_6H_5OH)$. A massa de fenol é calculada pela percentagem em massa da solução:

$$m(C_6H_5OH) = \frac{23{,}5}{100} \times 200\,g = 47{,}00\,g$$

Passando para número de mols, temos:

$$n(C_6H_5OH) = \frac{m(C_6H_5OH)}{MM(C_6H_5OH)} = \frac{47{,}00}{94}\,mol = 0{,}50\,mol$$

Logo, obtemos a segunda equação de que necessitamos:

$$n(Na) + n(K) = 0{,}50 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos que n(Na) = 0,45 mol e n(K) = 0,05 mol. Calculando os pedidos, temos:

$$V(H_2) = n(H_2) \times VM = \frac{0{,}50}{2} \times 22{,}4\,L = 5{,}60\,L$$

$$\%(Na) = \frac{m(Na)}{m(liga)} \times 100\% = \frac{n(Na) \times MM(Na)}{m(liga)} \times 100\% = \frac{0{,}45 \times 23}{12{,}3} \times 100\% = 84{,}15\%$$

39. Simbolizando o metal desconhecido por Me, as equações que representam as reações que ocorrem são:

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2(g) + 2\,H_2O$$

$$Me + 2\,H_2SO_4 \rightarrow MeSO_4 + SO_2(g) + 2\,H_2O$$

Não há possibilidade do metal Me não reagir com o ácido, uma vez que não há metal de nox exclusivo +2 que não reaja com ácido sufúrico concentrado. Além disto, o enunciado garante que não se forma H_2. Pense nisto!

As massas de cobre e do metal desconhecido na liga assim se determinam:

$$m(Cu) = \frac{90,66}{100} \times 70,04\ g = 63,50\ g$$

$$m(Me) = m(liga) - 63,50\ g = 6,54\ g$$

O número de mols de SO_2 produzido nas reações é determinado por:

$$n(SO_2) = n(Cu) + n(Me)$$

Também é determinado por:

$$m(SO_2) = \frac{V(SO_2)}{VM} = \frac{24,64}{22,4}\ mol = 1,10\ mol$$

Logo:

$$\frac{m(Cu)}{MM(Cu)} + \frac{m(Me)}{MM(Me)} = 1,10$$

Substituindo valores numéricos:

$$\frac{m(Cu)}{63,5} + \frac{6,54}{MM(Me)} = 1,10$$

Resolvendo esta equação, obtemos MM(Me) = 65,4 g/mol. Com nox = +2 e esta massa molar, o metal é o zinco.

40. Representamos por Ma e Mb os dois metais, sendo Ma o metal que não reage com álcalis. Assim, o ataque por álcalis se representa por:

$$Mb + 2\ NaOH + 2\ H_2O \rightarrow Na_2Mb(OH)_4 + H_2(g)$$

Esta equação mostra que n(Mb) = $n(H_2)$. Trabalhando pelo volume de H_2 liberado, podemos escrever que:

$$n(Mb) = n(H_2) = \frac{V(H_2)}{VM} \Rightarrow n(Mb) = \frac{2,24}{22,4}\ mol = 0,10\ mol$$

Como a massa de Mb que reagiu é (5,76 – 4,86) g = 0,90 g, podemos escrever:

$$n(Mb) = \frac{m(Mb)}{MM(Mb)} = 0,10 \Rightarrow MM(Mb) = \frac{0,90}{0,10}\ g/mol = 9,00\ g/mol$$

Com nox = +2 e massa molar 9,00 g/mol, Mb é o berílio.

Citando **OHLWEILER** *(ver bibliografia): O berílio se dissolve nos ácidos não oxidantes, e se dissolve a quente em soluções diluídas de hidróxido de sódio com evolução de hidrogênio; com solução de NaOH a 50%, a reação ocorre em temperatura ambiente. Este fato* **cabuloso** *não é muito difundido...*

As percentagens em massa dos metais assim se calculam:

$$\%(Be) = \frac{m(Be)}{m(liga)} \times 100\% = \frac{0,90}{5,76} \times 100\% = 15,63\% \qquad \%(Ma) = 84,37\%$$

Resta-nos determinar a identidade do outro metal. A dissolução em HCℓ da segunda amostra da liga pode ser representada:

$$Ma + 2\ HC\ell \rightarrow MaC\ell_2 + H_2$$

$$Be + 2\ HC\ell \rightarrow BeC\ell_2 + H_2$$

Estas equações nos mostram que n(Ma) + n(Be) = $n(H_2)$. Por outro lado, podemos usar uma das percentagens já obtidas para determinar as massas dos metais na nova amostra da liga:

$$m(Be) = \frac{15,63}{100} \times 3,46\ g = 0,54\ g \qquad m(Ma) = (3,46 - 0,54)\ g = 2,92\ g$$

Calculamos agora o número de mols de H_2:

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{VM} = \frac{4,032}{22,4}\ mol = 0,18\ mol$$

Assim, podemos escrever:

$$n(Ma) + n(Be) = n(H_2)$$

$$\frac{m(Ma)}{MM(Ma)} + \frac{m(Be)}{MM(Be)} = 0,18$$

$$\frac{2,92}{MM(Ma)} + \frac{0,54}{9} = 0,18$$

Calculando a massa molar do metal Ma, encontramos 24,33 g/mol. Com nox = +2 e massa molar aproximada de 24,3 g/mol, Ma é o magnésio.

41. Um problema cabuloso que mescla os temas *reação de deslocamento ou simples troca* e *reagente limitante × reagente em excesso.*

Pela série de potenciais normais de eletrodo encontramos:

$E^0_{Mg^{2+}\|Mg} = -2,36\ V$	$E^0_{Zn^{2+}\|Zn} = -0,76\ V$	$E^0_{Ni^{2+}\|Ni} = -0,25\ V$	$E^0_{Cu^{2+}\|Cu} = +0,34\ V$

Logo, o zinco não pode deslocar da solução aquosa o magnésio. Pode deslocar apenas o níquel e o cobre, com a particularidade de que o cobre será deslocado em primeiro lugar (reação de maior ΔE^0).

Inicialmente, vamos determinar as massas molares dos metais envolvidos nas reações, e de seus cloretos:

metal	MM (g/mol)	cloreto	MM (g/mol)
Zn	65,4	$ZnC\ell_2$	136,4
Ni	58,7	$NiC\ell_2$	129,7
Cu	63,5	$CuC\ell_2$	134,5

Calculamos agora as massas dos sais de interesse presentes na solução e seus números de mols:

sal	massa na solução	número de mols na solução
$NiC\ell_2$	$\frac{7,98}{100}\times 200\ g = 15,96\ g$	$\frac{15,96}{129,7}\ mol = 0,123\ mol$
$CuC\ell_2$	$\frac{13,45}{100}\times 200\ g = 26,90\ g$	$\frac{26,90}{134,5}\ mol = 0,20\ mol$

Calculamos também o número de mols de zinco inicialmente adicionado:

m(Zn) = 19,62 g	$n(Zn) = \frac{19,62}{65,4}\ mol = 0,30\ mol$

Escrevemos a equação da reação entre o zinco e a solução de cloreto de cobre (II):

$$Zn^0 + CuC\ell_2(aq) \rightarrow ZnC\ell_2(aq) + Cu^0 \quad \Delta E^0 = +1,10\ V$$

A equação nos mostra que a proporção molar $Zn^0:CuC\ell_2$ é 1:1. Assim, $CuC\ell_2$ é o reagente limitante (0,20 mol), e Zn^0 é o reagente em excesso (0,30 mol). Haverá a formação de 0,20 mol de Cu^0 (0,20 × 63,5 g = 12,7 g), e restará (0,30 – 0,20) mol = 0,10 mol de Zn^0.

A equação da reação do zinco com o cloreto de níquel (II) é:

$$Zn^0 + NiC\ell_2(aq) \rightarrow ZnC\ell_2(aq) + Ni^0 \quad \Delta E^0 = +0,59\ V$$

A equação nos mostra que a proporção molar $Zn^0:NiC\ell_2$ é 1:1. Assim, Zn^0 é o reagente limitante (0,10 mol), e $NiC\ell_2$ é o reagente em excesso (0,123 mol). Haverá a formação de 0,10 mol de Ni^0 (0,10 × 58,7 g = 5,87 g), e restará (0,123 – 0,10) mol = 0,023 mol de $NiC\ell_2$.

42. Pela série de potenciais normais de eletrodo encontramos:

$E^0_{K^+\|K} = -2,93\ V$	$E^0_{Fe^{2+}\|Fe} = -0,44\ V$	$E^0_{Cu^{2+}\|Cu} = +0,34\ V$	$E^0_{Ag^+\|Ag} = +0,80\ V$

Assim, as possibilidades reacionais, em ordem de "ocorrência", são:

1 $2\ AgNO_3 + Fe \rightarrow Fe(NO_3)_2 + 2\ Ag \quad \Delta E^0 = +1,24\ V$

2 $Cu(NO_3)_2 + Fe \rightarrow Fe(NO_3)_2 + Cu \quad \Delta E^0 = +0,78\ V$

3 $KNO_3 + Fe \rightarrow$ nada ocorre $\quad \Delta E^0 = -2,49\ V$

O número de mols de Fe adicionado inicialmente é:

$$n(Fe) = \frac{1,12}{56}\ mol = 2,00\times 10^{-2}\ mol$$

As massas molares dos metais de interesse e dos nitratos são:

metal	MM (g/mol)	nitrato	MM (g/mol)
Ag	108	$AgNO_3$	170
Cu	63,5	$Cu(NO_3)_2$	187,5

Calculamos agora as massas dos sais de interesse presentes na solução e seus números de mols:

sal	massa na solução	número de mols na solução
$AgNO_3$	$\frac{1,02}{100}\times 250\ g = 2,55\ g$	$\frac{2,55}{170}\ mol = 1,50\times 10^{-2}\ mol$
$Cu(NO_3)_2$	$\frac{0,938}{100}\times 250\ g = 2,35\ g$	$\frac{2,35}{187,5}\ mol = 1,25\times 10^{-2}\ mol$

Para a primeira reação, temos a seguinte proporção reacional:

$$\frac{n(AgNO_3)}{2} = n(Fe)$$

Mas ocorre que:

$$\frac{1,50\times 10^{-2}}{2} < 2,00\times 10^{-2}$$

Assim, verifica-se que o $AgNO_3$ é totalmente consumido, e há excesso de Fe. Logo, se forma $1,50 \times 10^{-2}$ mol de Ag e há o consumo de $0,75 \times 10^{-2}$ mol de Fe.

A massa de Ag formada é $1,50 \times 10^{-2} \times 108$ g = 1,62 g.

Assim, para a próxima reação restou $(2,00 \times 10^{-2} - 0,75 \times 10^{-2})$ mol = $1,25 \times 10^{-2}$ mol de Fe.

Para a segunda reação, temos a seguinte proporção reacional:

$$n(Cu(NO_3)_2) = n(Fe)$$

Como os números de mols de $Cu(NO_3)_2$ e de Fe restante ao iguais, verifica-se que tanto o $Cu(NO_3)_2$ quanto o Fe são totalmente consumidos. Assim, haverá a formação de $1,25 \times 10^{-2}$ mol de Cu.

A massa de Cu formada é $1,25 \times 10^{-2} \times 63,5$ g = 0,79 g.

43. Pela série de potenciais normais de eletrodo e outras informações do texto, podemos escrever, representando o metal desconhecido por Me:

$E^0_{Me^{2+}\|Me} < -0,25\ V$	$E^0_{Ni^{2+}\|Ni} = -0,25\ V$	$E^0_{Sn^{2+}\|Sn} = -0,14\ V$

Assim, as reações que ocorrem, em ordem, são:

1 $SnSO_4 + Me \rightarrow MeSO_4 + Sn$

2 $NiSO_4 + Me \rightarrow MeSO_4 + Ni$

Chamando de $n_1(Me)$ ao número de mols de Me envolvido na reação 1 e de $n_2(Me)$ ao número de mols de Me envolvido na reação 2, podemos escrever:

- foi deslocado todo o Sn:
  $n_1(Me) = n(SnSO_4)$
  foi deslocado metade do Ni:
- $n_2(Me) = \frac{n(NiSO_4)}{2}$

- $n_1(Me) + n_2(Me) = n(Me)$

A massa de $SnSO_4$ é:

$$m(SnSO_4) = \frac{5,99}{100} \times 50\ g = 2,995\ g$$

Logo:

$$n_1(Me) = n(SnSO_4) = \frac{m(SnSO_4)}{MM(SnSO_4)} = \frac{2,995}{214,7}\ mol = 1,39 \times 10^{-2}\ mol$$

A massa de $NiSO_4$ é:

$$m(NiSO_4) = \frac{7,98}{100} \times 50\ g = 3,99\ g$$

Logo:

$$n_2(Me) = \frac{n(NiSO_4)}{2} = \frac{m(NiSO_4)}{2 \times MM(NiSO_4)} = \frac{3,99}{2 \times 154,7}\ mol = 1,29 \times 10^{-2}\ mol$$

Logo, $n(Me) = (1,39 \times 10^{-2} + 1,29 \times 10^{-2})\ mol = 2,68 \times 10^{-2}$ mol.
Para calcular a massa molar do metal, fazemos:

$$MM(Me) = \frac{m(Me)}{n(Me)} = \frac{0,654}{2,68 \times 10^{-2}}\ g/mol = 24,40\ g/mol$$

Com massa molar (muito) próxima a 24,3 g/mol e nox = + 2 , este metal é o magnésio. O potencial de redução do magnésio é (muito) inferior a –0,25 V, é –2,36 V, o que confirma o resultado.

44. Da série de potenciais, retiramos:

$E^0_{Cu^{2+}\mid Cu} = +0,34\ V$	$E^0_{Hg_2^{2+}\mid 2\,Hg} = +0,79\ V$

Quando o cobre entra em contato com a solução de nitrato de mercúrio (I) ocorre a seguinte reação:

$$Cu + Hg_2(NO_3)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Hg \quad \Delta E^0 = +0,45\ V$$

Determinamos a massa e o número de mols de nitrato de mercúrio (I) na solução:

$$m(Hg_2(NO_3)_2) = \frac{20}{100} \times 131,3\ g = 26,26\ g$$

$$n(Hg_2(NO_3)_2) = \frac{m(Hg_2(NO_3)_2)}{MM(Hg_2(NO_3)_2)} = \frac{26,26}{525,2}\ mol = 0,05\ mol$$

Calculamos o número de mols e a massa de cobre que se necessitará para a reação com todo o nitrato de mercúrio (I). Como se deduz da equação da reação, o número de mols de de cobre é igual ao número de mols de nitrato de mercúrio (I). Assim:

$$m(Cu) = 0,05 \times 63,5 = 3,18\ g$$

Assim, o cobre está em excesso e todo o mercúrio contido na solução se substituirá por cobre. A equação da reação nos mostra que, para cada mol de $Hg_2(NO_3)_2$, serão produzidos 2 mols de Hg. Logo, haverá a produção de 0,05 × 2 mol = 0,1 mol de Hg.
Massa de mercúrio produzido: 0,1 × 200,6 g = 20,06 g.
A massa da placa depois da reação (supondo que o mercúrio deslocado se depositará na placa) será igual a m(inicial da placa) – m(Cu que reagiu) + m(Hg formado):

m(final da placa) = (100 – 3,18 + 20,06) g = 116,88 g

45. Da série de potenciais normais de eletrodo:

$E^0_{Zn^{2+}\mid Zn} = -0,76\ V$	$E^0_{Pb^{2+}\mid Pb} = -0,13\ V$

A reação que ocorre pode ser representada por:

$$Zn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb \quad \Delta E^0 = +0,63\ V$$

A massa de $Pb(NO_3)_2$ inicialmente presente na solução é:

$$m(Pb(NO_3)_2) = \frac{6,62}{100} \times 200\ g = 13,24\ g$$

Assim, o número de mols de $Pb(NO_3)_2$ inicialmente presente na solução é:

$$n(Pb(NO_3)_2) = \frac{13,24}{331}\ mol = 4,00 \times 10^{-2}\ mol$$

A equação da reação nos mostra que $n(Pb(NO_3)_2) = n(Pb)$. Assim, a massa de chumbo gerada é m(Pb) = n(Pb) × MM(Pb) = 0,04 × 207 g = 8,28 g.
A equação da reação também nos mostra que n(Pb) = n(Zn). Assim, a massa de zinco perdida é m(Zn) = n(Zn) × MM(Zn) = 0,04 × 65,4 g = 2,62 g.
Finalmente, a massa da amostra depois da reação (supondo que o chumbo deslocado se depositará na amostra) será igual a:

m(inicial da amostra) – m(Zn que reagiu) + m(Pb formado)
m(final da amostra) = (60 –2,62 + 8,28) g = 65,66 g

46. Da série de potenciais normais de eletrodo:

$E^0_{Fe^{2+}\mid Fe} = -0,44\ V$	$E^0_{Sn^{2+}\mid Sn} = -0,14\ V$

A reação que ocorre pode ser representada por:

$$Fe + SnSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Sn \quad \Delta E^0 = +0,30\ V$$

A massa de $SnSO_4$ inicialmente presente na solução é:

$$m(SnSO_4) = \frac{21,47}{100} \times 50\ g = \frac{21,47}{2}\ g$$

O número de mols correspondente é:

$$n(SnSO_4) = \frac{21,47}{2 \times 214,7}\ mol = 5,00 \times 10^{-2}\ mol$$

Como a massa de ferro acrescentada é 3,36 g, o número de mols de ferro acrescentado é:

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{MM(Fe)} = \frac{3,36}{56}\,mol = 6,00\times10^{-2}\,mol$$

Observando que todas as proporções molares da reação são 1 : 1, o estanho é totalmente depositado, e ainda resta 0,01 mol de ferro. Ou seja, o precipitado metálico é formado por 0,05 mol de Sn e 0,01 mol de Fe.

$$m_{ppt} = n(Fe)\times MM(Fe) + n(Sn)\times MM(Sn) = (0,01\times56 + 0,05\times118,7)\,g = 6,50\,g$$

47. Se um problema merece a classificação de mega-cabuloso, é este! Da série de potenciais normais de eletrodo, retiramos:

$E^0_{Fe^{2+}\mid Fe} = -0,44\ V$	$E^0_{Ag^+\mid Ag} = +0,80\ V$

Escrevemos a equação da reação entre o ferro e o nitrato de prata na solução:

$$Fe + 2\,AgNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + 2\,Ag \quad \Delta E^0 = +1,24\ V$$

Escrevemos a massa inicial da placa de ferro: 20 g.

A massa inicial da solução é 80 g.

Calculamos a massa de nitrato de prata na solução inicial:

$$m(AgNO_3) = \frac{12}{100}\times80\,g = 9,60\,g$$

Vamos também determinar as massas molares de todas as substâncias envolvidas:

substância	massa molar (g/mol)
Fe	56
$AgNO_3$	170
$Fe(NO_3)_2$	180
Ag	108

Agora é que aparece a cabulosidade química. Sabemos que, quando a placa de ferro for retirada, a percentagem em massa da solução de nitrato de prata será 8%. Mas... a massa de nitrato de prata em solução diminuiu, e nitrato de ferro (II) foi incorporado à solução. Resumindo: a massa da solução mudou! Não é mais de 80 g! Além disto, perceba algo muito importante: os íons nitrato são espectadores: permanecem em solução. A equação da reação pode ser escrita como:

$$Fe(s) + 2\,Ag^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2\,Ag(s) \quad \Delta E^0 = +1,24\ V$$

Vamos introduzir a variável nr para o número de mols de ferro que reagiu. Podemos estabelecer:

$$\underbrace{Fe}_{nr} + 2\,\underbrace{AgNO_3}_{2nr} \rightarrow \underbrace{Fe(NO_3)_2}_{nr} + 2\,\underbrace{Ag}_{2nr}$$

Em função de nr, estabelecemos agora diversos valores.

A massa da placa em qualquer instante é: 20 – nr × 56 + 2 nr × 108 = 20 + 160 nr.

Já podemos afirmar então que a massa da placa vai aumentar.

Simetricamente, a massa da solução vai diminuir: 80 – 160 nr.

Observe que apenas verificamos Lavoisier: a massa total do sistema é 100 g.

A massa de $AgNO_3$ em qualquer instante é 9,60 – 2 nr × 170 = 9,6 – 340 nr.

A equação que nos permitirá determinar o valor de nr é o fato de que, no instante da retirada da placa da solução, a percentagem em massa de $AgNO_3$ é de 8%. Assim:

$$\frac{8}{100} = \frac{2}{25} = \frac{9,6-340\,nr}{80-160\,nr} \Rightarrow 160 - 320\,nr = 240 - 8500\,nr \Rightarrow 8180\,nr = 80$$

Assim, nr = 9,78 × 10^{-3} mol. Como a massa da placa é 20 + 160 nr, a massa da placa é 21,56 g.

48. Da série de potenciais normais de eletrodo:

$$E^0_{Fe^{2+}\mid Fe} = -0,44\ V \qquad E^0_{Hg_2^{2+}\mid 2\,Hg} = +0,79\ V$$

Escrevemos a equação da reação entre o ferro e o nitrato de mercúrio (I) na solução:

$$Fe + Hg_2(NO_3)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + 2\,Hg$$

Estabelecemos agora diversos valores:

Massa inicial da solução: 264 g.

Calculamos a massa de nitrato de mercúrio (I) na solução inicial:

$$\frac{20}{100}\times264\,g = 52,8\,g$$

Vamos também determinar as massas molares de todas as substâncias envolvidas:

substância	massa molar (g/mol)
Fe	56
$Hg_2(NO_3)_2$	525,2
$Fe(NO_3)_2$	180
Hg	200,6

Vamos introduzir a variável nr para o número de mols de ferro que reagiu. Podemos estabelecer:

$$\underbrace{Fe}_{nr} + \underbrace{Hg_2(NO_3)_2}_{nr} \rightarrow \underbrace{Fe(NO_3)_2}_{nr} + 2\,\underbrace{Hg}_{2nr}$$

Em função de nr, estabelecemos agora diversos valores.

A massa da solução em qualquer instante pode ser assim determinada:

264 + nr × 56 – nr × 401,2 = 264 – 345,2 nr

A massa de $Hg_2(NO_3)_2$ em qualquer instante é 52,8 – nr × 525,2.

Finalmente, a massa de Hg produzida é 2 nr × 200,6 = 401,2 × nr.

A equação que resolve o problema, permitindo o cálculo de nr, é o fato da solução apresentar 6% em massa ao final do processo:

$$\frac{6}{100}=\frac{3}{50}=\frac{52,8-525,2\,nr}{264-345,2\,nr}\Rightarrow 792-1035,6\,nr=2640-26260\,nr$$

Resolvendo:

$$25224,4\,nr=1848\Rightarrow nr=\frac{1848}{25224,4}=7,33\times10^{-2}\text{ mol}$$

Assim, a massa de Hg produzida é $7,33\times10^{-2}\times401,2\text{ g}=29,39\text{ g}$.

49. A equação natural sobre a massa da liga é:

m(Na) + m(K) = 13,1	(I)

As equações que descrevem as reações acontecidas são:

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + \tfrac{1}{2}\,H_2$$
$$NaOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$
$$K + H_2O \rightarrow KOH + \tfrac{1}{2}\,H_2$$
$$KOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$$

Estas equações nos mostram que:

$$n(Na) = n(NaOH) = n_1(CH_3COOH)$$
$$n(K) = n(KOH) = n_2(CH_3COOH)$$

onde $n_1(CH_3COOH)$ e $n_2(CH_3COOH)$ são, respectivamente, os números de mols de ácido acético que reagem, respectivamente, com NaOH e KOH.

Logo, $n_1(CH_3COOH) + n_2(CH_3COOH) = n(CH_3COOH)$. Ou seja:

$$n(Na) + n(K) = n(CH_3COOH)$$

A massa da solução de ácido acético é:

$$109,6\text{ mL}\times1,15\text{ g/mL}=126,04\text{ g}$$

Assim, a massa de ácido acético é:

$$\frac{25}{100}\times126,04\text{ g}=31,51\text{ g}$$

Como $n(Na) + n(K) = n(CH_3COOH)$, podemos escrever:

$$\frac{m(Na)}{MM(Na)}+\frac{m(K)}{MM(K)}=\frac{m(CH_3COOH)}{MM(CH_3COOH)}$$

Substituindo valores numéricos, temos a segunda equação do nosso sistema:

$\frac{m(Na)}{23}+\frac{m(K)}{39}=\frac{31,51}{60}$	(II)

Resolvendo o sistema de equações (I) e (II), encontraremos m(Na) = 10,61 g e m(K) = 2,49 g. Assim, a percentagem de sódio na liga é:

$$\%(Na)=\frac{10,61}{13,1}\times100\%=81,00\%$$

50. Zinco e alumínio são metais anfóteros, e se dissolvem em álcali. Cobre não se dissolve em álcali, e é o resíduo insolúvel de 2 g referido. Assim, a percentagem em

massa de cobre na liga é:

$$\%(Cu)=\frac{2}{20}\times100\%=10\%$$

Assim, a equação natural que liga as massas de zinco e alumínio é:

m(Zn) + m(Aℓ) = 18	(I)

As equações abaixo evidenciam a dissolução do Zn e do Aℓ em álcali:

$$Zn(s) + 2\,OH^-(aq) + 2\,H_2O \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}(aq) + H_2(g)$$
$$2\,A\ell(s) + 2\,OH^-(aq) + 6\,H_2O \rightarrow 2\,[A\ell(OH)_4]^-(aq) + 3\,H_2(g)$$

Assim:

$$n(Zn) = n_1(H_2) \qquad \frac{n(A\ell)}{2}=\frac{n_2(H_2)}{3}$$

onde $n_1(H_2)$ e $n_2(H_2)$ são, respectivamente, os números de mols de H_2 gerados pelo zinco e pelo alumínio. Podemos escrever então:

$$n_1(H_2) + n_2(H_2) = n(H_2)$$
$$n(Zn)+\frac{3\,n(A\ell)}{2}=\frac{V(H_2)}{VM}$$
$$\frac{m(Zn)}{MM(Zn)}+\frac{3\,m(A\ell)}{2\,MM(A\ell)}=\frac{V(H_2)}{VM}$$

Substituindo valores numéricos, temos:

$\frac{m(Zn)}{65,4}+\frac{3\,m(A\ell)}{2\times27}=\frac{7,1}{22,4}$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos m(Zn) = 16,96 g e m(Aℓ) = 1,04 g. Assim:

$$\%(Zn)=\frac{16,96}{20}\times100\%=84,82\% \qquad \%(A\ell) = 5,18\%$$

Resumindo, os 3 percentuais são:

Zn = 84,82% Aℓ = 5,18% Cu = 10,00%

51. Representando-se por HFo e HAc os ácidos fórmico e acético, podemos escrever a equação:

m(HFo) + m(H(Ac) = 6,5	(I)

O tratamento com $NaHCO_3$ pode ser assim representado:

$$HFo + NaHCO_3 \rightarrow NaFo + H_2O + CO_2(g)$$
$$HAc + NaHCO_3 \rightarrow NaAc + H_2O + CO_2(g)$$

Chamando de $n_1(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado a partir do HFo, de $n_2(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado a partir do HAc, e de $n(CO_2)$ ao número total de mols de CO_2, podemos escrever:

$$n_1(CO_2) + n_2(CO_2) = n(CO_2)$$

$$n(HFo) + n(HAc) = \frac{V(CO_2)}{VM}$$

$$\frac{m(HFo)}{MM(HFo)} + \frac{m(HAc)}{MM(HAc)} = \frac{V(CO_2)}{VM}$$

Substituindo-se valores numéricos, temos:

$$\frac{m(HFo)}{46} + \frac{m(HAc)}{60} = \frac{2{,}688}{22{,}4} \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos m(HFo) = 2,30 g e m(HAc) = 4,20 g. Assim, as percentagens em massa dos ácidos são:

$$\%(HFo) = \frac{2{,}30}{6{,}5} \times 100\% = 35{,}38\% \qquad \%(HAc) = 64{,}62\%$$

Como você deve ter observado, resolvemos o problema sem usar os dados referentes à neutralização com NaOH: Para neutralizar uma amostra idêntica da mistura foram consumidos 48 g de outra solução com 10% em massa de hidróxido de sódio. Ou seja, o problema tem dados em excesso! E agora? Bem, há duas possibilidades: estes dados excedentes são coerentes (levam à mesma resposta) ou não.

Numa prova, eu pessoalmente iria ignorá-los... Mas aqui, sem a pressão do tempo, vamos analisar a situação.

A neutralização via NaOH pode ser assim equacionada:

$$HFo + NaOH \rightarrow NaFo + H_2O$$

$$HAc + NaOH \rightarrow NaAc + H_2O$$

Vamos chamar de $n_1(NaOH)$ ao número de mols consumidos na neutralização do HFo, de $n_2(NaOH)$ ao número de mols consumidos na neutralização do HAc, e de n(NaOH) ao número total de mols de NaOH. Assim:

$$n_1(NaOH) + n_2(NaOH) = n(NaOH)$$

$$n(HFo) + n(HAc) = n(NaOH)$$

$$\frac{m(HFo)}{MM(HFo)} + \frac{m(HAc)}{MM(HAc)} = \frac{m(NaOH)}{MM(NaOH)}$$

A massa de NaOH pode ser assim calculada:

$$m(NaOH) = \frac{10}{100} \times 48\ g = 4{,}8\ g$$

Assim, substituindo valores numéricos, temos:

$$\frac{m(HFo)}{46} + \frac{m(HAc)}{60} = \frac{4{,}8}{40} \quad \text{(III)}$$

Observe que esta equação (III) é idêntica à equação (II), uma vez que

$$\frac{2{,}688}{22{,}4} = \frac{4{,}8}{40} = 0{,}12$$

Assim, os dados são coerentes, ou seja, o problema poderia ser resolvido usando a equação (II) ou a (III).

52. Como neste problema há reações encadeadas, é mais fácil trabalhar com números de mols como incógnitas. A equação natural das massas dos álcalis pode ser escrita e desenvolvida:

$$m(C_2H_6O) + m(C_3H_8O) = 21{,}2$$

$$n(C_2H_6O) \times MM(C_2H_6O) + n(C_3H_8O) \times MM(C_3H_8O) = 21{,}2$$

Substituindo valores numéricos, temos a primeira equação:

$$n(C_2H_6O) \times 46 + n(C_3H_8O) \times 60 = 21{,}2 \quad \text{(I)}$$

As equações das reações de combustão são:

$$C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

$$C_3H_8O + 9/2\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Chamando de $n_1(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado pela combustão do etanol, de $n_2(CO_2)$ ao número de mols de CO_2 formado pela combustão do propan-1-ol, e de $n(CO_2)$ ao número total de mols de CO_2, podemos escrever:

$$n(C_2H_6O) = \frac{n_1(CO_2)}{2} \Rightarrow n_1(CO_2) = 2 \times n(C_2H_6O)$$

$$n(C_3H_8O) = \frac{n_2(CO_2)}{3} \Rightarrow n_2(CO_2) = 3 \times n(C_3H_8O)$$

$$n_1(CO_2) + n_2(CO_2) = n(CO_2)$$

Assim, reunimos estes dados e escrevemos a primeira equação auxiliar:

$$2 \times n(C_2H_6O) + 3 \times n(C_3H_8O) = n(CO_2) \quad \text{(a)}$$

A equação de neutralização do CO_2 formando sal neutro é:

$$CO_2 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

Esta equação nos mostra que:

$$n(CO_2) = \frac{n(NaOH)}{2} \quad \text{(b)}$$

Combinando (a) e (b):

$$2 \times n(C_2H_6O) + 3 \times n(C_3H_8O) = \frac{n(NaOH)}{2} \quad \text{(c)}$$

A massa de NaOH consumida na neutralização pode ser assim determinada:

$$m(\text{solução}) = 1{,}33\ g/mL \times 200{,}5\ mL = 266{,}67\ g$$

$$m(NaOH) = \frac{30}{100} \times 266{,}67\ g = 80{,}00\ g$$

Assim, o número de mols de NaOH é:

$$n(NaOH) = \frac{80{,}00\ g}{40\ g/mol} = 2\ mol$$

Logo, a equação (c) se torna:

$$2\times n(C_2H_6O)+3\times n(C_3H_8O)=1 \quad \text{(II)}$$

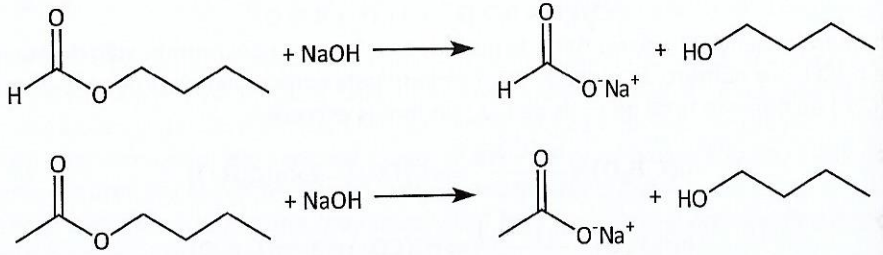
Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos $n(C_2H_6O) = 0{,}2$ mol e $n(C_3H_8O) = 0{,}2$ mol . Assim, a massa de etanol é:

$m(C_2H_6O) = 0{,}2 \text{ mol} \times 46 \text{ g/mol} = 9{,}2$ g.

Logo, a percentagem em massa de etanol é:

$$\%(C_2H_6O)=\frac{9{,}2}{21{,}2}\times 100\% = 43{,}40\%$$

53. As equações das reações de hidrólise alcalina (saponificação) dos ésteres são:



A equação natural das massas dos ésteres é:

$$m(C_5H_{10}O_2) + m(C_5H_{10}O_2) = 32 \quad \text{(I)}$$

Vamos chamar de $n_1(NaOH)$ o número de mols de NaOH que reage com o formiato de butila, de $n_2(NaOH)$ o número de mols de NaOH que reage com o acetato de butila e de n(NaOH) o número de mols total de NaOH. Podemos escrever que:

$$n_1(NaOH) + n_2(NaOH) = n(NaOH)$$

As equações das reações nos mostram que:

$$n_1(NaOH) = n(C_5H_{10}O_2) \qquad n_2(NaOH) = n(C_6H_{12}O_2)$$

Logo:

$$n(C_5H_{10}O_2) + n(C_6H_{12}O_2) = n(NaOH)$$

A massa de NaOH que participa da reação pode ser assim calculada:

$$m(\text{solução}) = 1{,}11 \text{ g/mL} \times 108{,}1 \text{ mL} = 119{,}99 \text{ g}$$

$$m(NaOH)=\frac{10}{100}\times 119{,}99 \text{ g} \cong 12{,}00 \text{ g}$$

Assim sendo, podemos escrever:

$$\frac{m(C_5H_{10}O_2)}{MM(C_5H_{10}O_2)}+\frac{m(C_6H_{12}O_2)}{MM(C_6H_{12}O_2)}=\frac{m(NaOH)}{MM(NaOH)}$$

Aplicando valores numéricos, temos:

$$\frac{m(C_5H_{10}O_2)}{102}+\frac{m(C_6H_{12}O_2)}{116}=\frac{12{,}00}{40} \quad \text{(II)}$$

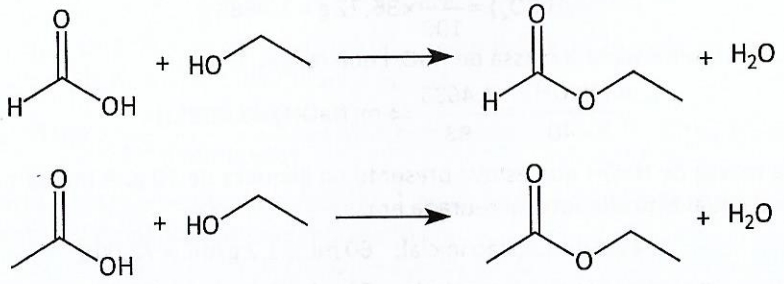
Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), obtemos:

$m(C_5H_{10}O_2) = 20{,}40$ g $\qquad$ $m(C_6H_{12}O_2) = 11{,}60$ g

Assim, as percentagens em massa do formiato de butila e do acetato de butila são:

$$\%(C_5H_{10}O_2)=\frac{20{,}40}{32}\times 100\% = 63{,}75\% \qquad \%(C_6H_{12}O_2) = 36{,}25\%$$

54. As equações que representam as reações de esterificação são:



A massa da mistura de ácidos pode ser assim representada:

$$m(CH_2O_2) + m(C_2H_4O_2) = 13{,}6 \quad \text{(I)}$$

As equações de esterificação mostram:

$$\begin{cases} n(CH_2O_2)=n(C_3H_6O_2) \\ n(C_2H_4O_2)=n(C_4H_8O_2) \end{cases}$$

Desenvolvendo:

$$m(C_3H_6O_2) + m(C_4H_8O_2) = 20{,}6$$

$$n(C_3H_6O_2) \times MM(C_3H_6O_2) + n(C_4H_8O_2) \times MM\,(C_4H_8O_2) = 20{,}6$$

$$n(CH_2O_2) \times MM(C_3H_6O_2) + n(C_2H_4O_2) \times MM\,(C_4H_8O_2) = 20{,}6$$

$$\frac{m(CH_2O_2)\times MM(C_3H_6O_2)}{MM(CH_2O_2)}+\frac{m(C_2H_4O_2)\times MM(C_4H_8O_2)}{MM(C_2H_4O_2)}=20{,}6$$

Substituindo valores numéricos, temos:

$$\frac{m(CH_2O_2)\times 74}{46}+\frac{m(C_2H_4O_2)\times 88}{60}=20{,}6 \quad \text{(II)}$$

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), temos $m(CH_2O) = 4{,}60$ g e $m(C_2H_4O_2) = 9{,}00$ g. Assim, 4,60 g de ácido fórmico.

55. A reação de neutralização pode ser assim equacionada:

$$3\,NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + 3\,H_2O$$

Dela se infere que:

$$\frac{n(NaOH)}{3} = n(H_3PO_4)$$

Desenvolvendo, temos a equação que resolverá o problema:

$$\frac{m(NaOH)}{3 \times MM(NaOH)} = \frac{m(H_3PO_4)}{MM(H_3PO_4)}$$

Vamos calcular a massa de H_3PO_4 que reagiu:

$$m(\text{solução}) = 36\ mL \times 1{,}02\ g/mL = 36{,}72\ g$$

$$m(H_3PO_4) = \frac{4}{100} \times 36{,}72\ g = 1{,}4688\ g$$

Agora vamos determinar a massa de NaOH que reage:

$$\frac{m(NaOH)}{3 \times 40} = \frac{1{,}4688}{98} \Rightarrow m(NaOH) = 1{,}7985\ g$$

Esta é a massa de NaOH que estava presente na alíquota de 20 g. A massa total da solução da qual esta alíquota foi retirada era:

massa da solução inicial: 60 mL × 1,2 g/mL = 72,00 g
massa da água acrescentada: 80 mL × 1,0 g/mL = 80,00 g
massa total: 152 g

Assim, para termos a massa que massa de NaOH presente na solução inicial (já que só foi acrescentado água) temos que fazer a correção:

$$\frac{152}{20} \times 1{,}7985\ g = 13{,}6688\ g$$

Esta é a massa de NaOH presente na solução inicial (os 72,00 g), uma vez que só houve acréscimo de água. Assim, a percentagem de NaOH na solução inicial é

$$\frac{13{,}6688}{72{,}00} \times 100\% = 18{,}98\%$$

56. Antes de mais nada, o composto orgânico oxigenado que deu origem ao ácido acético pode ser o etalol ou o etanal. Descobriremos qual dos dois através de sua massa molar.

Como há reações encadeadas, o ideal é trabalhar com número de mols. As reações que ocorrem podem ser assim representadas:

$$C_2H_4O_2 + 2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$$
$$CO_2 + 2\ KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

Estas equações nos mostram que:

$$n(C_2H_4O_2) = \frac{n(CO_2)}{2} \qquad n(CO_2) = \frac{n(KOH)}{2}$$

Assim, encadeando estas relações:

$$n(C_2H_4O_2) = \frac{n(KOH)}{4}$$

Podemos calcular a massa de KOH que reagiu:

$$m(\text{solução}) = 80\ mL \times 1{,}25\ g/mL = 100\ g$$

$$m(KOH) = \frac{28}{100} \times 100\ g = 28\ g$$

Assim, vamos determinar o número de mols de ácido acético formado:

$$n(C_2H_4O_2) = \frac{n(KOH)}{4} \Rightarrow n(C_2H_4O_2) = \frac{m(KOH)}{4 \times MM(KOH)} = \frac{28{,}00}{4 \times 56}\ mol = 0{,}125\ mol$$

Logo, a massa de 5,75 g do composto inicial corresponde a 0,125 mol de etanol ou de etanal. O cálculo da massa molar tirará a dúvida.

$$0{,}125\ mol = \frac{m(\text{composto})}{MM(\text{composto})} \Rightarrow MM(\text{composto}) = \frac{5{,}75\ g}{0{,}125\ mol} = 46\ g/mol$$

Esta massa molar corresponde ao etanol. A equação de oxidação do etanol ao etanóico pode ser simplificadamente representada:

$$C_2H_6O + O_2 \rightarrow C_2H_4O_2 + H_2O$$

Assim, $n(C_2H_6O_2) = n(C_2H_4O)$. Logo, houve a formação de 0,125 mol de etanóico, ou seja, 0,125 mol × 60 g/mol = 7,50 g.

57. Ao ser passada a mistura gasosa sobre o catalisador, se desenvolvem as seguintes reações:

$C_2H_2 + 2\ H_2 \rightarrow C_2H_6$	(a)
$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$	(b)

Se a amostra inicial de 150 mL só contivesse acetileno, para sua hidrogenação seriam necessários 300 mL de hidrogênio. Logo, o hidrogênio está em excesso, enquanto que o acetileno e o etileno se transformam totalmente em etano conforme as reações de equações (a) e (b).

Introduzimos as seguintes designações: V, o volume da mistura de acetileno e etileno; $V(H_2)$, o volume de hidrogênio acrescentado à mistura; $V_{nr}(H_2)$, o volume de hidrogênio que não reagiu; $V_r(H_2)$, o volume de hidrogênio que participou da reação; V', o volume da mistura gasosa depois da reação.

Das equações (a) e (b) se vê que o volume de etano obtido é igual ao volume da mistura inicial de acetileno e etileno, ou seja

$$V(C_2H_6) = V \qquad V(C_2H_6) = 150\ mL$$

Determinamos o volume de hidrogênio que não participou da reação:

$$V_{nr}(H_2) = V' - V(C_2H_6) \qquad V_{nr}(H_2) = (250 - 150)\ mL = 100\ mL$$

Por conseguinte, na reação participou o seguinte volume de hidrogênio:

$V_r(H_2) = V(H_2) - V_{nr}(H_2)$ $V_r(H_2) = (350 - 100)\ mL = 250\ mL$

Acredite se quiser... Já sabemos o que precisamos saber! Ambos os gases que se encontram na mistura podem reagir com o bromo contido na solução aquosa:

$C_2H_2 + 2\ Br_2 \rightarrow C_2H_2Br_4$	(c)
$C_2H_4 + Br_2 \rightarrow C_2H_4Br_2$	(d)

Observe que a estequiometria da reação de bromação é inteiramente análoga à da reação de hidrogenação. Logo, o número de mols de $H_2(g)$ que reagiu é o mesmo número de mols de $Br_2(aq)$ que reagirá!

De $H_2(g)$ reagiu o seguinte número de mols:

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{VM} = \frac{250\ mL}{22{,}4\ L/mol} = 11{,}16\ mmol$$

Logo, 11,16 mmol de $Br_2(aq)$ reagirá, ou seja:

$$m(Br_2) = n(Br_2) \times MM(Br_2) \Rightarrow m(Br_2) = 11{,}16\ mmol \times 160\ g/mol = 1785{,}71\ mg$$

Esta massa é 3% da massa da solução. Assim, a massa da solução é:

$$m(\text{solução}) = \frac{100}{3} \times \frac{1785{,}71}{1000}\ g = 59{,}52\ g$$

58. As equações que representam as reações de combustão são:

$$C_6H_{12} + 9\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$$
$$C_6H_6 + 15/2\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Estas equações nos mostram que:

$$n(C_6H_{12}) = \frac{n_1(CO_2)}{6} \qquad n(C_6H_6) = \frac{n_2(CO_2)}{6}$$

onde $n_1(CO_2)$ e $n_2(CO_2)$ são, respectivamente, os números de mols de CO_2 formados a partir do cicloexano e do benzeno. Chamando de $n(CO_2)$ ao número total de mols de CO_2, podemos escrever que:

$$n_1(CO_2) + n_2(CO_2) = n(CO_2)$$
$$6 \times n(C_6H_{12}) + 6 \times n(C_6H_6) = n(CO_2)$$

A reação de precipitação pode ser assim representada:

$$CO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O$$

Ela nos mostra que $n(CO_2) = n(BaCO_3)$. Assim, a equação se torna:

$$6 \times n(C_6H_{12}) + 6 \times n(C_6H_6) = \frac{m(BaCO_3)}{MM(BaCO_3)}$$

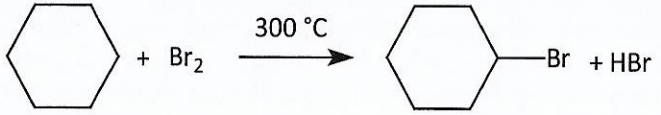
Atribuindo valores numéricos, temos:

$$6 \times n(C_6H_{12}) + 6 \times n(C_6H_6) = \frac{147{,}8}{197}$$

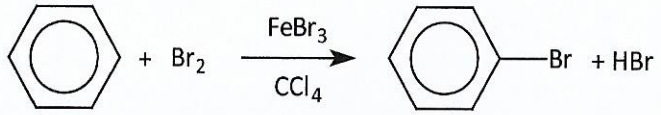
Podemos escrever:

$n(C_6H_{12}) + n(C_6H_6) = 0{,}125$ (I)

Na bromação citada, só o benzeno participa, uma vez que é uma substituição eletrofílica, em presença de um ácido de Lewis, no caso o $FeBr_3$. A bromação do cicloexano é realizada via radicais livres, com aquecimento:



A bromação do benzeno assim se passa:



Assim, $n(C_6H_6) = n(Br_2)$. A massa de bromo é:

$$m(Br_2) = \frac{10}{100} \times 80\ g = 8{,}00\ g$$

Logo:

$$n(C_6H_6) = \frac{m(Br_2)}{MM(Br_2)} = \frac{8{,}00}{160}\ mol = 0{,}05\ mol$$

Levando este valor à equação (I), obtemos $n(C_6H_{12}) = 0{,}075$ mol.

Assim:

$$\begin{cases} m(C_6H_{12}) = n(C_6H_{12}) \times MM(C_6H_{12}) = 0{,}075 \times 84\ g = 6{,}30\ g \\ m(C_6H_6) = n(C_6H_6) \times MM(C_6H_6) = 0{,}05 \times 78\ g = 3{,}90\ g \end{cases}$$

A massa total da mistura é (6,30 + 3,90) g = 10,20 g. As percentagem em massa são:

$$\%(C_6H_{12}) = \frac{6{,}30}{10{,}20} \times 100\% = 61{,}76\% \qquad \%(C_6H_6) = 38{,}24\%$$

59. A massa de aldeído é calculável através de:

$$\frac{80}{100} \times 7{,}25\ g = 5{,}80\ g$$

Este aldeído vai ser submetido ao reagente de Tollens:

$$R - CHO + 2\ [Ag(NH_3)_2]^+ + 3\ OH^- \rightarrow R - COO^- + 4\ NH_3 + 2\ H_2O + 2\ Ag$$

Esta equação mostra que:

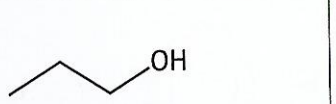
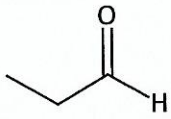
$$n(R - CHO) = \frac{n(Ag)}{2}$$

Logo:

$$\frac{m(R-CHO)}{MM(R-CHO)}=\frac{m(Ag)}{2\times MM(Ag)}$$

$$MM(R-CHO)=m(R-CHO)\times\frac{2\times MM(Ag)}{m(Ag)}=5{,}80\times\frac{2\times 108}{21{,}6}\,g/mol=58{,}00\,g/mol$$

Assim, a massa molar do aldeído é 58,00 g/mol, o que conduz ao propanal (C_3H_6O). O álcool deve ter o mesmo número de átomos de carbonos na cadeia e poder ser transformado no aldeído (e vice-versa). Logo, álcool primário com 3 átomos de carbono na cadeia: propan-1-ol.

	
propan-1-ol	propanal

60. A equação que traduz a massa da liga é:

$m(Mg) + m(A\ell) = 75{,}6$	(I)

As equações das reações de dissolução da liga em H_2SO_4 são:

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2(g)$$

$$2\,A\ell + 3\,H_2SO_4 \rightarrow A\ell_2(SO_4)_3 + 3\,H_2(g)$$

Elas nos mostram que:

$$n(Mg) = n(MgSO_4) \qquad \frac{n(A\ell)}{2}=n(A\ell_2(SO_4)_3)$$

Como temos que $m(MgSO_4) + m(A\ell_2(SO_4)_3 = 411$ g, podemos desenvolver:

$$n(MgSO_4)\times MM(MgSO_4)+n(A\ell_2(SO_4)_3)\times MM(A\ell_2(SO_4)_3)=411{,}6$$

$$n(Mg)\times MM(MgSO_4)+\frac{n(A\ell)}{2}\times MM(A\ell_2(SO_4)_3)=411{,}6$$

$$\frac{m(Mg)\times MM(MgSO_4)}{MM(Mg)}+\frac{m(A\ell)\times MM(A\ell_2(SO_4)_3)}{2\times MM(A\ell)}=411{,}6$$

Substituindo valores numéricos, temos:

$\frac{m(Mg)\times 120{,}3}{24{,}3}+\frac{m(A\ell)\times 342}{2\times 27}=411{,}6$	(II)

Resolvendo o sistema formado pelas equações (I) e (II), encontramos m(Mg) = 48,60 g e m(Aℓ) = 27,00 g. Para obter-se uma liga equivalente a esta, com 540 g de alumínio, a massa de magnésio necessária é:

$$\frac{m(Mg)}{m(A\ell)}=\frac{48{,}60}{27{,}00}\Rightarrow m(Mg)=540\,g\times\frac{48{,}60}{27{,}00}=972\,g$$

61. O óxido de nitrogênio (II) se forma durante a oxidação da amônia em presença de platina como catalisador; logo, o gás Y é a amônia, e a substância simples X é o nitrogênio. As equações das reações que se desenvolvem são as seguintes:

$3\,H_2 + N_2 \rightarrow 2\,NH_3$	(a)
$4\,NH_3 + 5\,O_2 \rightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$	(b)

Estas duas equações viabilizaram (economicamente) a produção moderna do ácido nítrico através do processo Ostwald, no qual amônia (NH_3) é queimada com ar sob telas catalíticas de platina, gerando monóxido de nitrogênio (NO). Este é oxidado com ar a dióxido de nitrogênio (NO_2), que é absorvido sob pressão em água formando ácido nítrico: $3\,NO_2 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3 + NO$. *O NO obtido é reciclado para ser oxidado. O processo envolve altas temperaturas e pressões próximas da pressão atmosférica.*

O processo anterior ao de Ostwald era o do arco voltaico, onde o próprio ar submetido a centelha elétrica reagia, a 3000 °C, formando NO. Outro processo anterior era a reação de nitrato de sódio com ácido sulfúrico. Ambos os processos caíram em desuso no início do século XX, com o barateamento da amônia produzida em larga escala pelo processo Haber-Bosch.

A produção de ácido nítrico é fortemente poluidora, liberando gases NO_x (geradores de chuva ácida) e N_2O (gás do efeito estufa). Diversos processos foram desenvolvidos para a diminuição das emissões destes gases dentro das leis ambientais.

Determinamos o número de mols do óxido de nitrogênio (II) obtido como resultado da reação (b):

$$n(NO)=\frac{V(NO)}{VM}=\frac{179{,}2}{22{,}4}\,mol=8{,}00\,mol$$

Da equação da reação (b) se deduz:

$$n(NH_3) = n(NO) \qquad n(NH_3) = 8{,}00\ mol$$

Baseando-nos na equação da reação (a), escrevemos:

$$n(N_2)=\frac{n(NH_3)}{2}=\frac{8{,}00}{2}\,mol=4{,}00\,mol$$

A massa de nitrogênio que entrou na reação é:

$$m(N_2) = n(N_2)\times MM(N_2) \Rightarrow m(N_2) = 4{,}00\times 28\ g = 112{,}00\ g$$

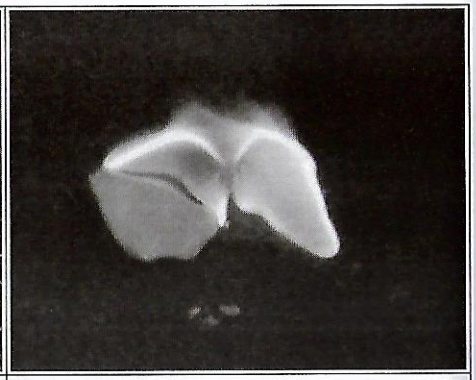
62. Adaptamos a partir da Wikipedia o seguinte texto:

O enxofre tem uma coloração amarela, é mole, frágil, leve, desprende um odor característico de ovo podre ao combinar-se com o hidrogênio, e arde com chama azulada formando dióxido de enxofre. É insolúvel em água, parcialmente solúvel em etanol, porém se dissolve em dissulfeto de carbono (CS_2). É multivalente, e apresenta como estados de oxidação mais comuns os valores –2, +2, +4 e +6.

A combustão do enxofre ao ar é muito interessante. Se observada na luz do dia, vê-se

a fusão do enxofre, transformando-se num líquido vermelho sangue. Se observada no escuro, vê-se a coloração azulada da chama:

dia



noite

As equações das transformações químicas citadas são:

$$H_2S(g) \rightarrow H_2(g) + S(s)$$
$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Consequentemente:

X: H_2S sulfeto de hidrogênio

Y: S enxofre

Z: SO_2 óxido de enxofre (IV)

As equações nos mostram que $n(H_2S) = n(S) = n(SO_2)$. Como o mesmo número de mols de substâncias gasosas implica em mesmo volume sob mesmas condições de temperatura e pressão, $V(H_2S) = 8\ L \Rightarrow V(SO_2) = 8\ L$.

63. As equações das transformações químicas citadas são:

$$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO(g) + 4\ H_2O$$
$$Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow 2\ NO_3^-(aq) + Cu(OH)_2(s)$$
$$Cu(OH)_2(s) \rightarrow CuO(s) + H_2O(g)$$

A primeira das equações nos mostra que:

$$\frac{n(Cu)}{3} = \frac{n(NO)}{2}$$

$$n(Cu) = \frac{3}{2} \times \frac{V(NO)}{VM} = \frac{3}{2} \times \frac{8,96}{22,4}\ mol = 0,60\ mol$$

$$m(Cu) = n(Cu) \times MM(Cu) = 0,60 \times 63,5\ g = 38,10\ g$$

64. Representando o metal desconhecido por Me, as equações das reações podem ser assim expressas:

$$3\ Me + 4\ HNO_3 \rightarrow 3\ MeNO_3 + NO + 2\ H_2O$$
$$MeNO_3 + NaI \rightarrow MeI(s) + NaNO_3$$

As equações nos mostram que:

$$1 \quad \frac{n(Me)}{3} = \frac{n(MeNO_3)}{3} = n(NO)$$

$$2 \quad n(MeNO_3) = n(MeI)$$

Calculamos n(NO):

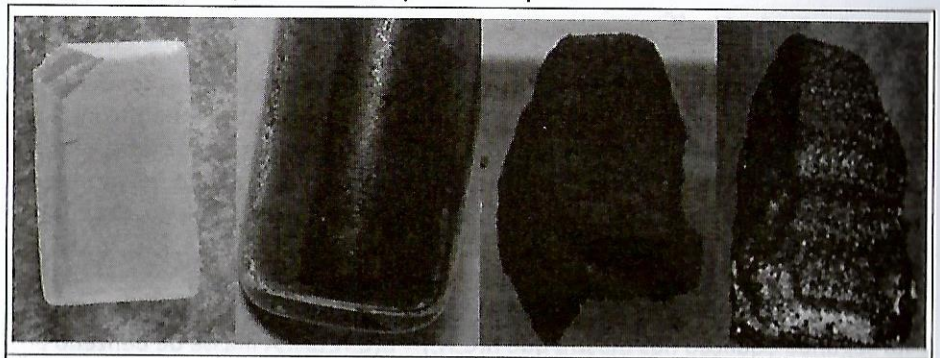
$$n(NO) = \frac{V}{VM} = \frac{0,224\ L}{22,4\ L/mol} = 0,01\ mol$$

Logo, $n(MeNO_3) = 3 \times 0,01\ mol = 0,03\ mol$, e $n(MeI) = n(MeNO_3) = 0,03\ mol$.
Calculamos então a massa molar de MeI:

$$n(MeI) = \frac{m(MeI)}{MM(MeI)} \Rightarrow MM(MeI) = \frac{m(MeI)}{n(MeI)} = \frac{7,05}{0,03}\ g/mol = 235,00\ g/mol$$

Mas, MM(MeI) = MM(Me) + MM(I).
Logo, MM(Me) = MM(MeI) – MM(I) = (235,00 – 127) g/mol = 108 g/mol.
Com nox = +1, MeI insolúvel e MM(Me) = 108 g/mol, Me é a prata.
Como n(Ag) = n(AgI), a quantidade inicial de prata é 0,03 mol. A massa de prata corresponde a 0,03 mol × 108 g/mol = 3,24 g.

65. O fósforo é bem conhecido por suas formas alotrópicas, que são quatro: fósforo branco, fósforo vermelho, fósforo violeta e fósforo negro. No Ensino Médio, costumam ser citadas apenas as duas primeiras: fósforo branco, representado por P_4, e fósforo vermelho, representado simplesmente por P.



Formas alotrópicas do fósforo:
branco (observe o corte amarelo), vermelho, violeta e negro

As equações que traduzem as transformações químicas citadas são:

$$4\ P \rightarrow P_4$$
$$P_4 + 5\ O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$
$$P_4O_{10} + 6\ H_2O \rightarrow 4\ H_3PO_4$$
$$H_3PO_4 + 3\ KOH \rightarrow K_3PO_4 + 3\ H_2O$$

Estas equações nos mostram:

1 $\frac{n(P)}{4} = n(P_4)$ 2 $n(P_4) = n(P_4O_{10})$

3 $n(P_4O_{10}) = \frac{n(H_3PO_4)}{4}$ 4 $n(H_3PO_4) = n(K_3PO_4)$

Logo, $n(P) = n(K_3PO_4)$. A massa de K_3PO_4 pode ser calculada usando-se a percentagem em massa da solução:

$$m(K_3PO_4) = \frac{5}{100} \times 84{,}8\ g = 4{,}24\ g$$

Podemos calcular a massa de fósforo:

$$\frac{m(P)}{MM(P)} = \frac{m(K_3PO_4)}{MM(K_3PO_4)} \Rightarrow \frac{m(P)}{31} = \frac{4{,}24}{212} \Rightarrow m(P) = 0{,}62\ g$$

66. Os *alcinos verdadeiros* (alcinos com tripla ligação na extremidade da cadeia) apresentam certa acidez, e reagem com alguns íons de metais pesados, notadamente Ag^+ e Cu^+, para formar *acetiletos* insolúveis. A formação de um precipitado a partir da adição de um alcino a uma solução de $AgNO_3$ em álcool, por exemplo, é uma indicação de H preso ao C de tripla ligação. Generalizando:

- $\underbrace{R-C\equiv C-H}_{\text{alcino verdadeiro}} \xrightarrow{Ag^+} \underbrace{R-C\equiv C-Ag}_{\text{precipitado}} \left[\xrightarrow{HNO_3} \underbrace{R-C\equiv C-H}_{\text{alcino verdadeiro}} + Ag^+\right]$
- $\underbrace{R-C\equiv C-R'}_{\text{alcino falso}} \xrightarrow{Ag^+} \text{sem reação}$

Se for permitida a secagem destes acetiletos de metais pesados, eles tendem à explosão. Devem ser destruídos enquanto ainda secos pelo aquecimento com ácido nítrico; o ácido inorgânico forte regenera o ácido fraco, o alcino verdadeiro.

O fato de que o alcino verdadeiro se transforma por catálise num líquido menos denso que a água aponta para a reação de trimerização do acetileno, produzindo benzeno. Assim, as reações citadas se equacionam:

$$3\ C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$$
$$C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$$

Esta segunda equação nos mostra que $n(C_6H_6) = n(C_6H_5Br)$. A massa de benzeno produzida pode ser assim calculada:

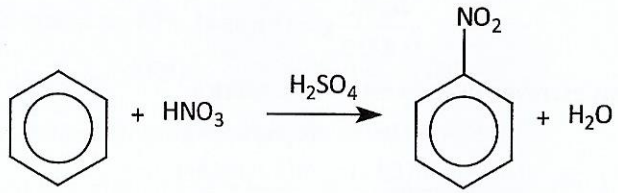
$$m(C_6H_6) = d \times V = 0{,}89\ g/mL \times 39{,}44\ mL = 35{,}10\ g$$

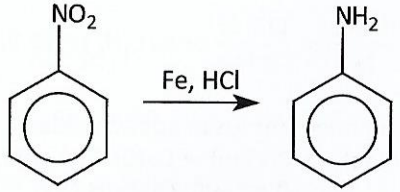
Logo:

$$\frac{m(C_6H_6)}{M(C_6H_6)} = \frac{m(C_6H_5Br)}{M(C_6H_5Br)} \Rightarrow \frac{35{,}10}{78} = \frac{m(C_6H_5Br)}{157} \Rightarrow m(C_6H_5Br) = 70{,}65\ g$$

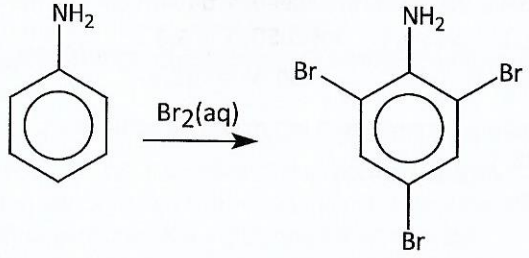
67. Toda a primeira frase aponta para a anilina (fenilamina), senão veja.

Síntese em duas etapas:

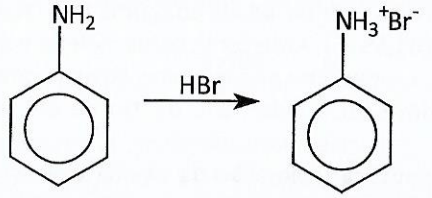




A anilina reage facilmente com a água de bromo, dando origem à 2,4,6-tribromoanilina:



O HBr adiciona-se à anilina fornecendo o sal brometo de anilônio:



Assim, as três etapas de síntese do brometo de anilônio são:

1 $C_6H_6 \rightarrow C_6H_5NO_2$

2 $C_6H_5NO_2 \rightarrow C_6H_5NH_2$

3 $C_6H_5NH_2 \rightarrow C_6H_5NH_3Br$

Como cada etapa tem 75% de rendimento, o rendimento geral do processo é :

$$0{,}75 \times 0{,}75 \times 0{,}75 = 0{,}4219\ (42{,}19\%)$$

Temos então a seguinte situação: foram efetivamente produzidos 46,98 g de brometo de anilônio. Assim, a massa teórica deste sal que deveria ter sido produzida é:

$$\frac{46,98}{0,4219}\,g = 111,36\,g$$

Assim, podemos escrever, usando esta massa teórica:

$$n(C_6H_6) = n(C_6H_5NH_3Br)$$

$$\frac{m(C_6H_6)}{MM(C_6H_6)} = \frac{m(C_6H_5NH_3Br)}{M(C_6H_5NH_3Br)}$$

$$\frac{m(C_6H_6)}{78} = \frac{111,36}{174} \Rightarrow m(C_6H_6) = 49,92\,g$$

68. As reações citadas podem ser assim equacionadas:

$$CuSO_4(aq) + 2\,OH^-(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$Cu(OH)_2(s) \rightarrow CuO(s) + H_2O(g)$$

$$CuO(s) + H_2(g) \rightarrow H_2O(g) + Cu(s)$$

$$Cu(s) + 2\,H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4(aq) + 2\,H_2O(\ell) + SO_2(g)$$

É muito fácil ver, pelas equações encadeadas, que $n(CuSO_4) = n(SO_2)$. Logo:

$$\frac{m(CuSO_4)}{MM(CuSO_4)} = \frac{V(SO_2)}{VM} \Rightarrow \frac{m(CuSO_4)}{159,5} = \frac{5,6}{22,4} \Rightarrow m(CuSO_4) = 39,88\,g$$

Determinamos então a percentagem em massa da solução:

$$\%(CuSO_4) = \frac{39,88}{400} \times 100\% = 9,97\%$$

69. Adaptamos a partir da Wikipedia:

Potássio é um metal leve (é menos denso que a água, d = 856 kg/m³). É muito maleável, e se corta com facilidade com uma faca. Apresenta ponto de fusão muito baixo (63,65 °C). Arde com chama violeta, e apresenta uma coloração prateada nas superfícies não expostas ao ar, já que se oxida com rapidez. Entretanto, deve ser armazenado dentro de um recipiente com querosene.

Assim, a análise pirognóstica (coloração da chama violeta) e o nox = +1 apontam para o potássio.

Logo, as reações citadas se equacionam:

$$K + \tfrac{1}{2}\,H_2 \rightarrow KH$$

$$KH + H_2O \rightarrow KOH + H_2$$

$$2\,KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$$

Se a primeira reação tivesse 100% de rendimento, teríamos:

$$\frac{n(H_2)}{\frac{1}{2}} = n(KH) \Rightarrow n(KH) = \frac{2 \times V(H_2)}{VM} = \frac{2 \times 140}{22,4}\,mol = 12,50\,mol$$

Como o rendimento é de 60%, temos:

$$n(KH) = \frac{60}{100} \times 12,50\,mol = 7,50\,mol$$

Observando as reações encadeadas, podemos estabelecer:

$$n(KH) = n(KOH) \qquad \frac{n(KOH)}{2} = n(K_2SO_4)$$

Assim:

$$n(K_2SO_4) = \frac{7,50}{2}\,mol = 3,75\,mol$$

Logo, $m(K_2SO_4) = n(K_2SO_4) \times MM(K_2SO_4) = 3,75\ mol \times 174\ g/mol = 652,50\ g$.

70. A reação com hidróxido de cobre (II) (na verdade solução aquosa de $CuSO_4$ à qual se adicionam gotas de solução aquosa de NaOH), dando lugar a uma substância de coloração azul vivo, aponta para que o composto **X** seja um poliol.

O glicol (etano 1,2-diol, MEG) dá esta reação de formação do complexo Cu (II) – glicol, que pode ser esquematicamente representada:

$$2\,HOH_2C - CH_2OH + Cu(OH)_2 \rightarrow \underbrace{(HOCH_2OH - CH_2O)_2Cu}_{\text{glicolato de Cu (II)}} + 2\,H_2O$$

A glicerina (propano-1,2,3-triol) dá uma reação semelhante a esta, sendo que os hidrogênios que "saem" são das hidroxilas presas aos carbonos 1 e 2.

Uma vez que o composto **X** pode ser obtido pela oxidação catalítica do propileno e é obtido na hidrólise de gorduras, **X** é a glicerina (propanotriol).

A equação de produção de hidrogênio é:

$$C_3H_5(OH)_3 + 3\,Na \rightarrow C_3H_5(ONa)_3 + 3/2\,H_2$$

Se o rendimento desta reação fosse de 100%, seria produzido um volume maior de H_2. Deveríamos ter:

$$V(H_2)_{teórico} = \frac{4,704}{0,7}\,L = 6,72\,L$$

Utilizando o volume teórico de H_2, podemos escrever:

$$n(C_3H_8O_3) = \frac{n(H_2)}{3/2} = \frac{2 \times V(H_2)}{3 \times VM} = \frac{2 \times 6,72}{3 \times 22,4}\,mol = 0,20\,mol$$

Assim, trata-se de obter 0,20 mol de glicerina pela oxidação catalítica do propileno, com rendimento de 80%. Escrevendo só a parte da equação que nos importa, temos:

$$C_3H_6 \rightarrow C_3H_8O_3$$

Deveríamos ter $n(C_3H_6) = n(C_3H_8O_3)$. Mas, levando em conta o rendimento de 80%,

escrevemos:

1 mol C_3H_6	–	0,8 mol $C_3H_8O_3$
x	–	0,2 mol $C_3H_8O_3$

$x = 0{,}25$ mol C_3H_6

Determinamos a massa de propileno:

$$m(C_3H_6) = n(C_3H_6) \times MM(C_3H_6) = 0{,}25 \text{ mol} \times 42 \text{ g/mol} = 10{,}50 \text{ g}$$

Minha palavra final a você, meu persistente leitor, que chegou até aqui.

Que este fim seja um novo começo, o começo de uma nova relação com a Química.

Concluo com a palavra do discípulo amado:

... Jovens, eu vos escrevi, porque sois fortes, e a palavra de Deus permanece em vós, e tendes vencido o Maligno.

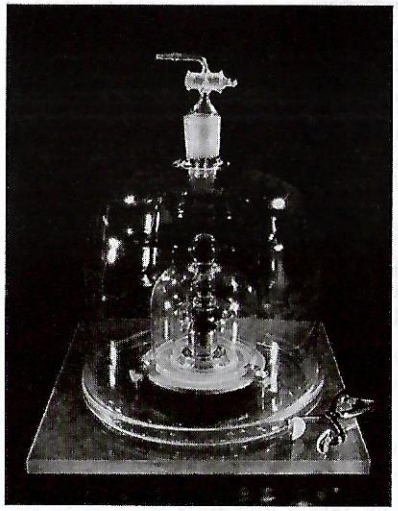
I João 2:14

S I

Tradução da publicação do BIPM

Resumo do Sistema Internacional de Unidades - SI

A metrologia é a ciência da medição, abrangendo todas as medições realizadas num nível conhecido de incerteza, em qualquer domínio da atividade humana.



*O protótipo internacional do quilograma, **K**, o único padrão materializado, ainda em uso, para definir uma unidade de base do SI.*

O Bureau Internacional de Pesos e Medidas, o BIPM, foi criado pelo artigo 1º da Convenção do Metro, no dia 20 de maio de 1875, com a responsabilidade de estabelecer os fundamentos de um sistema de medições, único e coerente, com abrangência mundial. O sistema métrico decimal, que teve origem na época da Revolução Francesa, tinha por base o metro e o quilograma. Pelos termos da Convenção do Metro, assinada em 1875, os novos protótipos internacionais do metro e do quilograma foram fabricados e formalmente adotados pela primeira Conferência Geral de Pesos e Medidas (CGPM), em 1889. Este sistema evoluiu ao longo do tempo e inclui, atualmente, sete unidades de base. Em 1960, a 11ª CGPM decidiu que este sistema deveria ser chamado de Sistema Internacional de Unidades, SI (*Système international d'unités, SI*). O SI não é estático, mas evolui de modo a acompanhar as crescentes exigências mundiais demandadas pelas medições, em todos os níveis de precisão, em todos os campos da ciência, da tecnologia e das atividades humanas. Este documento é um resumo da publicação do SI, uma publicação oficial do BIPM que é uma declaração do status corrente do SI.